த. பா. நி. (க.வெ.) வரிசை எண் — 410

கனிம வேதியியல்

(முதல் பாகம்)

(பட்டப்படிப்பிற்குரிய சிறப்புப்பாடம்)

(திருத்தப்பட்ட பாடத்திட்டத்தின்கீழ் வெளியிடப்படுகிறது)

ஆசிரியர்கள்

பெ. தி. முனியப்பா, B.Sc., M.A., M.S. (Illinois),
முதல்வர்,
பெரியார் ஈ.வே.ரா. கலைக் கல்லூரி,
திருச்சி.

க. சீனிவாசன், M.Sc.,
துணைப் பேராசிரியர்,
அரசினர் (ஆடவர்) கல்லூரி,
கும்பகோணம்.

தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம்

First Edition—January, 1973

T.N.T.B.S. (C.P.) No. 410

INORGANIC CHEMISTRY (Major) — Part I

P. T. MUNIAPPA AND K. SRINIVASAN

Price Rs. 9-15

'Published by the Tamil Nadu Text Book Society under the Centrally Sponsored Scheme of Production of books and literature in regional languages at the University level, of the Government of India in the Ministry of Education and Social Welfare (Department of Culture), New Delhi.'

Printed by
Udhaya Printers,
14, Chakrapani Street,
Madras-33.

அணிந்துரை

திரு. இரா. நெடுஞ்செழியன்
(தமிழகக் கல்வி-உள்ளாட்சித் துறை அமைச்சர்)

தமிழைக் கல்லூரிக் கல்வி மொழியாக ஆக்கிப் பன்னிரண்டாண்டுகள் ஆகிவிட்டன. குறிப்பிட்ட சில கல்லூரிகளில் பி.ஏ. வகுப்பு மாணவர்கள் தங்கள் பாடங்கள் அனைத்தையும் தமிழிலேயே கற்று வந்தனர். 1968ஆம் ஆண்டின் தொடக்கத்தில் புகுமுக வகுப்பிலும்(P.U.C.), 1969ஆம் ஆண்டிலிருந்து பட்டப் படிப்பு வகுப்புகளிலும் அறிவியல் பாடங்களையும் தமிழிலேயே கற்பிக்க ஏற்பாடு செய்துள்ளோம். தமிழிலேயே கற்பிப்போம் என முன்வந்துள்ள கல்லூரி ஆசிரியர்களின் ஊக்கம், பிற பல துறைகளிலும் தொண்டு செய்வோர் இதற்கெனத் தந்த உழைப்பு, தங்கள் சிறப்புத் துறைகளில் நூல்கள் எழுதித் தர முன்வந்த நூலாசிரியர்கள் தொண்டுணர்ச்சி இவற்றின் காரணமாக இத் திட்டம் நம்மிடையே மகிழ்ச்சியும் மன நிறைவும் தரத் தக்க வகையில் நடைபெற்றுவருகிறது. இவ்வகையில், கல்லூரிப் பேராசிரியர்கள் கலை, அறிவியல் பாடங்களை மாணவர்க்குத் தமிழிலேயே பயிற்றுவிப்பதற்குத் தேவையான பயிற்சியைப் பெறுவதற்கு மதுரைப் பல்கலைக்கழகம் ஆண்டு தோறும் எடுத்துவரும் பெருமுயற்சியைக் குறிப்பிட்டுச் சொல்ல வேண்டும்.

பல துறைகளில் பணிபுரியும் பேராசிரியர்கள் எத்தனையோ நெருக்கடிகளுக்கிடையே குறுகிய காலத்தில் அரிய முறையில் நூல்கள் எழுதித் தந்துள்ளனர்.

வரலாறு, அரசியல், உளவியல், பொருளாதாரம், தத்துவம், புவியியல், புவியமைப்பியல், மனையியல், கணிதம், இயற்பியல், வேதியியல், உயிரியல், வானியல், புள்ளியியல், விலங்கியல், தாவரவியல், பொறியியல் ஆகிய எல்லாத் துறைகளிலும் தனி நூல்கள், மொழிபெயர்ப்பு நூல்கள் என்ற இரு வகையிலும் தமிழ் நாட்டுப் பாட்நூல் நிறுவனம் வெளியிட்டு வருகிறது.

இவற்றுள் ஒன்றான **'கனிம வேதியியல்'** (முதல் பாகம்) என்ற இந் நூல் தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனத்தின் 410ஆவது வெளியீடாகும். கல்லூரித் தமிழ்க் குழுவின் சார்பில் வெளியான 35 நூல்களையும் சேர்த்து இதுவரை 445 நூல்கள் வெளிவந்துள்ளன. இந்நூல் மைய அரசு கல்வி, சமூக நல அமைச்சகத்தின் மாநில மொழியில் பல்கலைக் கழக நூல்கள் வெளியிடும் திட்டத்தின் கீழ் வெளியிடப்படுகிறது.

உழைப்பின் வாரா உறுதிகள் இல்லை; ஆதலின், உழைத்து வெற்றி காண்போம். தமிழைப் பயிலும் மாணவர்கள் உலக மாணவர்களிடையே சிறந்த இடம் பெற வேண்டும்; அதுவே தமிழன்னையின் குறிக்கோளுமாகும். தமிழ் நாட்டுப் பல்கலைக்கழகங்களின் பல்வகை உதவிகளுக்கும் ஒத்துழைப்புக்கும் நம் மனம் கலந்த நன்றி உரியதாகுக.

இரா. நெடுஞ்செழியன்

பொருளடக்கம்

கனிம வேதியியல்

(முதல் பாகம்)

1. ஹைடிரஜன்
(Hydrogen)

வரலாறு : உலோகங்கள் நீர்த்த அமிலங்களுடன் வினை புரியும்போது, ஹைடிரஜன் வாயு வெளியாகலாமென காவன்டிஷ் குறிப்பிட்டார். ஹைடிரஜன் ஒரு தனிமம் என முதன் முதல் கண்டறிந்தவர் இவரே. ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து நீரைக் கொடுப்பதால், இவ் வாயுவிற்கு லெவாய்சியர் ஹைடிரஜன் (நீர்–ஆக்கி) எனப் பெயரிட்டார்.

தோற்றம் : ஹைடிரஜன் இயற்கையில் தனிம நிலையிலும், சேர்ந்த நிலையிலும் காணப்படுகிறது. எண்ணெய்க் கிணறுகளிலிருந்து கிடைக்கும் இயற்கை வாயுவில் 10-30% ஹைடிரஜனும், காற்றில் மிகக் குறைந்த அளவு ஹைடிரஜனும் தனிம நிலையில் காணப்படுகிறது. சூரியன் மற்ற நக்ஷத்திரங்களின் மேற்பரப்பில் மிகை அளவு தனிமநிலை ஹைடிரஜன் இருப்பது நிற நிரல் சோதனைகளின் மூலம் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. சேர்ந்த நிலையில் இத் தனிமம் நீரிலும், தாவரங்களிலும், உயிரினங்களிலுமுள்ள அங்ககச் சேர்மங்களிலும், ஹைடிரோகார்பன்களிலும் காணப்படுகிறது.

தயாரிக்கும் முறைகள்

1. **நீரிலிருந்து :** பல உலோகங்கள் குளிர்ந்த அல்லது சூடான நீருடனோ, நீராவியுடனோ வினைபுரிந்து ஹைடிரஜன் வாயுவை வெளிப்படுத்துகின்றன.

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$$
$$Ca + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$
(குளிர்ந்த நிலையில்)

$$Mg + 2H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2 + H_2\uparrow$$ (சூடான நிலையில்)

$$3Fe + 4H_2O \longrightarrow Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$$ (நீராவி, செஞ்சூட்டு அயத்தின் மேல்)

அமிலம் அல்லது காரம் கலந்த நீரை மின்னாற் பகுத்தலுக்கு உட்படுத்தினால், ஹைடிரஜன் வாயு எதிர்மின் வாயில் (cathode) வெளியாகிறது.

$$2H_2O \longrightarrow 2H_2 + O_2$$

2. அமிலங்களிலிருந்தும் காரங்களிலிருந்தும் : பல உலோகங்கள் அமிலங்களுடனும், காரங்களுடனும் வினை புரிந்து ஹைடிரஜனை வெளிப்படுத்துகிறது.

$$Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2 \uparrow$$

$$Fe + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2 \uparrow$$

$$Zn + 2NaOH \longrightarrow H_2 + Na_2ZnO_2 \uparrow$$ (சோடியம் சிங்கேட்)

$$2Al + 2NaOH + 2H_2O \longrightarrow 3H_2 + 2NaAlO_2$$ (சோடியம் மெடா அலுமினேட்)

சோதனைச்சாலையில், நீர்த்த அமிலங்களுடன் சிங்க்கை வினைபுரியச் செய்து ஹைடிரஜனைத் தயாரிக்கலாம். மிகத் தூய அமிலம், சிங்க்குடன் எளிதில் வினைபுரிவதில்லை. சிறிதளவு காப்பர் சல்ஃபேட்டைச் சேர்த்தால் வினை எளிதில் நிகழும். இங்குக் காப்பர் சல்ஃபேட் வினைவேகமாற்றியாகச் செயல்படுகிறது. பல முறைகளில் இவ் வாயுவைப் பெருமளவில் தயாரிக்கின்றனர். லேன் முறையில் (Lane's process) செஞ்சூட்டு வெப்பநிலையில் உள்ள அயத்தின் மேல் நீராவியை செலுத்துவதால் ஹைடிரஜன் வாயு கிடைக்கிறது.

$$3Fe + 4H_2O \longrightarrow Fe_3O_4 + 4H_2 \uparrow$$

போஷ் முறையில் (Bosch process), செஞ்சூட்டு வெப்பநிலையில் உள்ள கல்கரி (coke) மீது நீராவி செலுத்தப்படுகிறது. இதனால் கிடைக்கும் கார்பன் மோனாக்ஸைடு-ஹைடிரஜன் வாயுக் கலவையை நீர்வாயு (water-gas) அதிகப்படியான நீராவியுடன் சேர்த்து, 450°-500°C வெப்பநிலையில் உள்ள ஃபெர்ரிக் ஆக்ஸைடு வினைவேகமாற்றியின்மேல் செலுத்துவதால், கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடும், ஹைடிரஜனும் கலந்த வாயுக் கலவை கிடைக்கிறது. இக் கலவையை அதிக அழுத்தத்தில் நீரினுள் செலுத்தினால், கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு கரைகிறது. ஹைடிரஜன் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

மின்சாரம் எளிதில் கிடைக்கக்கூடிய இடங்களில் அமிலம் அல்லது காரம் கலந்த நீரை மின்னாற் பகுத்து, பெருமளவில் ஹைடிரஜனைப் பெறலாம்.

இயற்பியப் பண்புகள்

ஹைடிரஜன் ஒரு மணமற்ற, நிறமற்ற, சுவையற்ற வாயு. வாயுக்களுள் மிகவும் இலேசான வாயு இதுவேயாகும். இது எரியக்கூடியது; ஆனால் எரிவதற்குத் துணைபுரியாது ஆகவே, பொருள்கள் இதில் எரிவதில்லை. பல்லேடியம் போன்ற உலோகங்களின் பரப்பில் இவ் வாயு உறிஞ்சப்படுகிறது. பரப்புக் கவர்ச்சியால் உறிஞ்சப்பட்ட இவ் வாயு அதிக வெப்ப நிலையில் வெளியேறுகிறது. மிகத் தூய ஹைடிரஜனைத் தயாரிக்க இம் முறை பயன்படுகிறது.

வேதியப் பண்புகள்

1. ஹைடிரஜன், ஃப்ளூரினுடன் இருட்டிலும், குளோரினுடன் சூரிய வெளிச்சத்திலும், புரோமின், அயோடின் ஆகியவற்றுடன் சூடான நிலையிலும் வினைபட்டு ஹைடிரஜன் ஹாலைடுகளைக் கொடுக்கிறது.

$$H_2 + F_2 \longrightarrow 2HF \; ; \quad H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl \; ;$$

$$H_2 + Br_2 \rightleftharpoons 2HBr \; ; \quad H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$$

2. மின்வில் வெப்பநிலையில் (temperature of the electric arc) ஹைடிரஜன் கார்பனுடன் வினைபட்டு, அசிட்டிலீனைக் கொடுக்கிறது.

$$2C + H_2 \rightleftharpoons C_2H_2$$

3. அதிக எதிர்மின் தன்மை உடைய உலோகங்கள் ஹைடிரஜனுடன் வினைபுரிந்து, உலோக ஹைடிரைடுகளைத் தருகின்றன.

$$2Na + H_2 \longrightarrow 2NaH$$ (சோடியம் ஹைடிரைடு)

$$Ca + H_2 \longrightarrow CaH_2$$ (கால்சியம் ஹைடிரைடு)

4. சூடான உலோக ஆக்ஸைடுகளின் மேல் ஹைடிரஜனை செலுத்துவதால், அவை உலோகங்களாக ஒடுக்கமடைகின்றன.

$$Fe_2O_3 + 3H_2 \longrightarrow 2Fe + 3H_2O$$

$$Ag_2O + H_2 \longrightarrow 2Ag + H_2O$$

$$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$$

5. அபூரித (நிறைவுறு - unsaturated) அங்ககச் சேர்மங்களை, ஹைடிரஜன் பூரிதச் சேர்மங்களாக மாற்றுகிறது.

$$C_2H_4 + H_2 \longrightarrow C_2H_6$$

இவ் வினைகளை ஹைடிரஜனேற்ற வினைகள் அல்லது ஹைடிரஜன் ஊட்டுவினைகள் (hydrogenation) என்கிறோம். அயம், நிக்கல் போன்ற எட்டாம் தொகுதி உலோகங்கள் முன்னிலையில் ஹைடிரஜனேற்ற வினைகள் எளிதில் நடைபெறுகின்றன. நிக்கல் வினைவேகமாற்றி முன்னிலையில் சமையலுக்குப் பயன்படும் எண்ணெய்களை (edible oils), வனஸ்பதி போன்ற திடக் கொழுப்புப் பொருள்களாக மாற்றுவது ஹைடிரஜனேற்ற வினைக்கு மற்றோர் உதாரணமாகும்.

பயன்கள்

1. ஹேபர் முறையில் பெருமளவில் அம்மோனியா வாயு தயாரிக்க ஹைடிரஜன் பயன்படுகிறது.

2. நீர்வாயுவிலிருந்து பெறப்படும் கார்பன் மோனாக்ஸைடு ஹைடிரஜனுடன் வினைவேகமாற்றியின் முன்னிலையில் வினைபட்டு மீதைல் ஆல்கஹாலைக் கொடுக்கிறது. தற்காலத்தில் பெருமளவில் மீதைல் ஆல்கஹால் தயாரிக்கப் பயன்படும் முறைகளில் இதுவும் ஒன்றாகும்.

3. டங்க்ஸ்டன் போன்ற உலோகங்களை மிகத் தூய நிலையில் பெற, ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கியாக ஹைடிரஜன் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

4. உலோகங்களை உருக்கிப் பிணைக்க உபயோகமாகும் ஆக்ஸி–ஹைடிரஜன் ஊதுகுழல்களில் இவ் வாயு பயன்படுகிறது.

பிறவிநிலை ஹைடிரஜன் (Nascent hydrogen) : அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் கரைசலினுள், கிப் உபகரணத்தில் தயாரிக்கப்பட்ட ஹைடிரஜன் வாயுவைச் செலுத்தினால், எவ்வித மாற்றமும் நிகழ்வதில்லை. ஆனால், இக் கரைசலில் சிறிது சிங்க் துகள்களைச் சேர்த்தால், ஊதா நிறப்

பெர்மாங்கனேட் ஒடுக்கமடைந்து, தன் நிறத்தை இழக்கிறது. ஊதா நிறப் பெர்மாங்கனேட் அயனி நிறமற்ற மாங்கனீஸ் (Mn^{++}) அயனியாக ஒடுக்கமடையும். இவ் வினை நடைபெறக் காரணமாயிருப்பது, சிங்க்கும் நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலமும் வினைபுரிந்த உடனேயே தோன்றிய பிறவிநிலை ஹைடிரஜனுகும்.

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 10H \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O$$

இதிலிருந்து பிறவிநிலை ஹைடிரஜன், முன்பே தயாரித்துச் சேகரித்து வைக்கப்பட்ட ஹைடிரஜனைவிட மிக வீரியமானது என்பது தெள்ளிதின் புலனுகிறது. ஃபெர்ரிக் அயனியையும், குளோரேட்டுகளையும், ஆர்செனிக் குளோரைடையும் பிறவிநிலை ஹைடிரஜன் ஒடுக்குகிறது. ஆனல், சாதாரண ஹைடிரஜன் இவ் வொடுக்க வினைகளை நிகழ்த்துவதில்லை.

$$FeCl_3 + H \longrightarrow FeCl_2 + HCl$$

$$KClO_3 + 6H \longrightarrow KCl + 3H_2O$$

$$AsCl_3 + 6H \longrightarrow AsH_3\uparrow + 3HCl$$

பிறவிநிலை ஹைடிரஜனைப் பல முறைகளில் பெறலாம். அவையாவன :

1. சிங்க்குடன் நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் வினைபுரிந்து பிறவிநிலை ஹைடிரஜனைக் கொடுக்கிறது.

2. டின் உலோகத்துடன் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலம் வினைபட்டுப் பெறப்படும் பிறவிநிலை ஹைடிரஜன் அங்கக வேதியியலில் நைட்ரோ சேர்மங்களை அமினே சேர்மங்களாக ஒடுக்கப் பயன்படுகிறது.

3. சோடிய உலோகம் தனி ஆல்கஹாலுடன் வினைபுரிந்து கிடைக்கும் பிறவிநிலை ஹைடிரஜன் ஆல்கைல் சயனைடுகளை முதல்நிலை (பிரைமெரி) அமீன்களாக ஒடுக்கப் பயன்படுகிறது.

4. பொதுவாக மெர்க்குரி போன்ற ஹைடிரஜன் மிகை மின் அழுத்தம் (hydrogen over-voltage) அதிகம் பெற்ற உலோகங்கள் அதிக வீரியமுள்ள பிறவிநிலை ஹைடிரஜனைக் கொடுக்கின்றன.

5. ஆல்கைல் ஹாலைடுகளை பாரஃபின் ஹைடிரோ கார்பன்களாக ஒடுக்க, சிங்க்-காப்பர் உலோக இணை (couple) தனி ஆல்கஹாலுடன் செயல்புரிந்து கிடைக்கும் பிறவிநிலை ஹைடிரஜனைப் பயன்படுத்தலாம்.

6. மின்முனை ஒடுக்கத்தின் மூலம் பலவித வேதியச் சேர்மங்களை வேண்டிய அளவிற்கு ஒடுக்க வினையில் ஈடுபடுத்தலாம்.

பிறவிநிலை ஹைடிரஜன் சாதாரண ஹைடிரஜனைவிட அதிக வீரியமுடையதாக இருப்பதன் காரணம் யாது? இதற்குப் பல விளக்கங்கள் தரப்பட்டுள்ளன.

1. **அணுநிலைக் கொள்கை :** இக்கொள்கைப்படி பிறவி நிலையில் ஹைடிரஜன் அணு உள்ளதால், அதன் வீரியமும் அதிகமாக உள்ளதென்பர். ஹைடிரஜன் மூலக்கூறு ஹைடிரஜன் அணுவைவிட வீரியம் குறைவானது என்பது ஏற்றுக் கொள்ளப்பட்ட கருத்து. இக்கொள்கை சரியானதாக இருப்பின், பல வினைகளில் வெவ்வேறு கரணிகளைக் கொண்டு பெறப்படும் பிறவிநிலை ஹைடிரஜனின் வீரியமும், அது நிகழ்த்தும் ஒடுக்க வினைகளும் ஒன்றாகவே இருக்க வேண்டும். ஆனால், நடைமுறையில் இவ்வாறு நடப்பதில்லை. சான்றாக, சிங்க் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு கொடுக்கும் ஹைடிரஜன் குளோரேட்டுகளைக் குளோரைடுகளாக ஒடுக்குகிறது. ஆனால், சோடியம் அமால்கம் நீருடன் வினைபுரிந்து கிடைக்கும் பிறவிநிலை ஹைடிரஜன் இதே ஒடுக்க வினையை நிகழ்த்துவதில்லை. மேலும், லெட் உலோகத்தினாலான எதிர்மின் முனையிலிருந்து வெளியாகும் ஹைடிரஜன் சில்வர் உலோகத்தினாலான எதிர்மின் முனையிலிருந்து வெளிவரும் ஹைடிரஜனைவிட வீரியம் அதிகம் வாய்ந்ததாக இருக்கிறது. இவ்வுண்மை விளக்க இயலாததாகையால், மேலே குறிப்பிட்ட அணுநிலைக் கொள்கை கைவிடப்பட்டது.

2. **அக அழுத்தக் கொள்கை (Internal pressure hypothesis) :** இக்கொள்கைப்படி, பிறவிநிலையில் ஹைடிரஜன் அதிக அக அழுத்தம் பெற்ற சிறு குமிழிகளாக உள்ளதால், அதனுடைய வீரியமும் அதிகமாக உள்ளதென்பர். முன்பு கூறியதுபோலவே, பல்வேறு வகையில் தயாரிக்கப்பட்ட பிறவிநிலை ஹைடிரஜன் ஒரே வீரியத்தைப் பெற்றிருக்கவில்லை

என்ற உண்மையை விளக்க இயலாததால், இக் கொள்கையும் கைவிடப்பட்டது.

பிறவிநிலை ஹைடிரஜனின் வீரியத்தை விளக்கத் தற்காலத்தில் இரண்டு கொள்கைகள் ஏற்றுக்கொள்ளப்பட்டுள்ளன.

1. இக்கொள்கைப்படி, பிறவிநிலை ஹைடிரஜன் சாதாரண மூலக்கூறு ஹைடிரஜனைவிட அதிக வேதிய ஆற்றலைப் பெற்றிருப்பதே அதன் வீரியத்தின் காரணமாகும். ஒரு வேதிய வினையின்போது வெளிப்படுத்தப்படும் ஆற்றல் முழுவதும் வெப்ப ஆற்றலாக வெளிப்படுவதில்லை. அவ் வாற்றலின் ஒரு பகுதி வேதிய ஆற்றலாக மாறி, பிறவிநிலை ஹைடிரஜனுடன் வெளிவருவதால், ஹைடிரஜன் மூலக்கூறுகள் அதிக ஆற்றலைப் பெற்றிருக்கின்றன. இந்தக் கூடுதலான ஆற்றலே பிறவிநிலை ஹைடிரஜனின் வீரியத்திற்குக் காரணமாகும். மேலும், பிறவிநிலை ஹைடிரஜனுடன் வெளிவரும் வேதிய ஆற்றலின் அளவு அந்தந்த வினைகளைப் பொறுத்து அமைவதால், பல வினைகளில் இருந்து பெறப்படும் பிறவிநிலை ஹைடிரஜனின் வீரியமும் ஒன்ருக இருப்பதில்லை.

2. மற்ருெரு கொள்கை, 'ஒடுக்க வினைகளை நிகழ்த்துவது, ஹைடிரஜனைத்தயாரிக்க உபயோகப்படுத்தப்படும் கரணிகளுள் ஒன்றே அன்றிப் பிறவிநிலை ஹைடிரஜன் அன்று,' என்பதாகும். அமிலம் கலந்த ஃபெர்ரிக் குளோரைடு, சிங்க் சேர்க்கப்பட்டவுடன் ஃபெர்ரஸ் குளோரைடாக ஒடுக்கமடைவது, சிங்க் உலோகத்திஞலாகும்.

$$Zn + 2Fe^{+++} \longrightarrow 2Fe^{++} + Zn^{++}$$

(அல்லது) $$Zn + 2FeCl_3 \longrightarrow 2FeCl_2 + ZnCl_2$$

இக் கொள்கையும், பல வழிகளில் தயாரிக்கப்பட்ட பிறவிநிலை ஹைடிரஜனின் வீரியமும், வேதியப் பண்புகளும் வேறுபட்டு இருக்கின்றன என்னும் உண்மையை விளக்குகிறது.

அணுநிலை ஹைடிரஜன் (Atomic hydrogen): ஹைடிரஜன் மூலக்கூறு இரு அணுக்களாகப் பிரிவது ஒரு வெப்பம் உட்கொள் வினையாகும்.

$$H_2 \longrightarrow 2H - 100 \text{ K.Cal.}$$

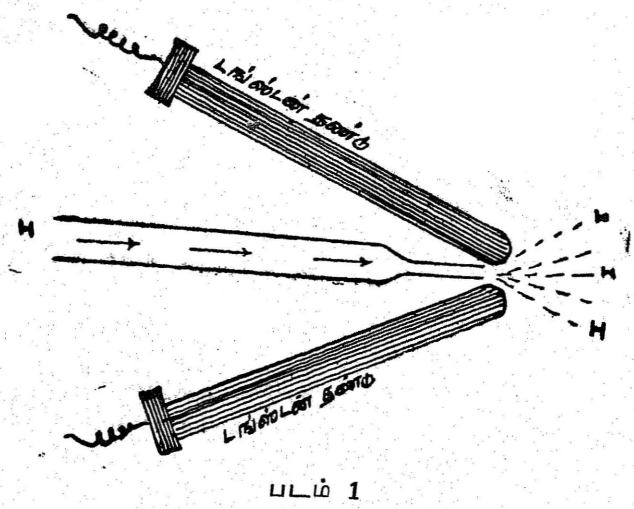
எனவே, இவ் வினை நடைபெற அதிக அளவு ஆற்றல் தேவைப் படும். அணுநிலை ஹைடிரஜனைக் கீழ்க்காணும் முறைகளில் பெறலாம் :

1. மின்சாரத்தினால் 2500°C வெப்பநிலைக்கு சூடேற்றப் பட்ட டங்க்ஸ்டன், பல்லேடியம், பிளாட்டினம் போன்ற உலோ கங்களின்மேல், மிகக் குறைந்த அழுத்தத்தில் (0·01 m.m.) ஹைடிரஜன் வாயுவைச் செலுத்தினால், அணுநிலை ஹைடிரஜன் கிடைக்கிறது.

2. மிகக் குறைந்த அழுத்தத்தில் உள்ள ஹைடிரஜன்–நியான் வாயுக் கலவையினுள் மின்சாரத்தைப் பாய்ச்சும்போது அணுநிலை ஹைடிரஜன் கிடைக்கிறது.

3. ஹைடிரஜன் மூலக்கூறுகளைக் குறைந்த வேகத்தில் செல்லும் நியூட்ரான்களால் மோதச்செய்தால், அவை அணுக்களாகத் தகர்க்கப்படுகின்றன.

அணுநிலை ஹைடிரஜன் மிகவும் வீரியத்துடன் வினைபுரி கிறது. இது நிலையற்றது. இதன் அரை ஆயுட்காலம்



படம் 1

0·3 செகண்டு. பிளாட்டினம், பல்லேடியம், டங்க்ஸ்டன், அயம், காப்பர் போன்ற உலோகங்களின் மேற்பரப்பில், ஹைடிரஜன் அணுக்கள் இணைந்து, மூலக்கூறுகளாக மாறும் போது மிகுந்த அளவு வெப்பம் வெளிப்படுகிறது. அப்போது அடையும் வெப்பநிலை 4000°C—5000°C. இத் தத்துவத்தை

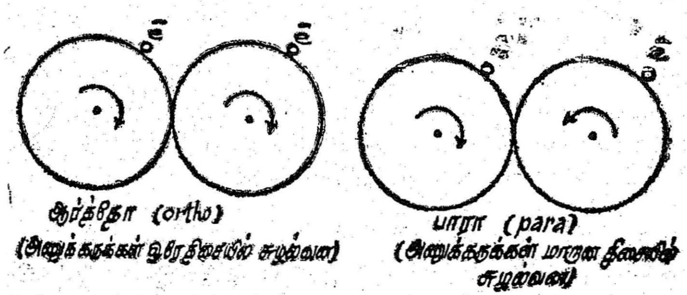
அணுநிலை ஹைடிரஜன் வெப்பச் சாதனத்தில் (atomic hydrogen welding torch), உலோகங்களை உருக்கிப் பிணைக்கப் பயன் படுத்துகிறார்கள். இங்கு உண்டாகும் மூலக்கூறு ஹைடிரஜன் உருக்கப்படும். உலோகத்தைச் சுற்றி ஓர் ஒடுக்கச் சூழ் நிலையை (reducing atmosphere) உருவாக்கி, இவ் வெப்பநிலையில் உலோகம் ஆக்ஸிஜனேற்ற மடைவதைத் தடுக்கிறது. எனவே, உலோகங்களை உருக்கப் பயன்படும் மற்றச் சாதனங்களைவிட இது மேன்மையானதாகக் கருதப்படுகிறது.

அணுநிலை ஹைடிரஜன் வீரியமுள்ள ஆக்ஸிஜன் குறைப் பான். இது சில்வர் நைட்ரேட், காப்பர் ஆக்ஸைடு, மெர்க்குரிக் குளோரைடு, பிஸ்மத் ஆக்ஸைடு ஆகிய சேர்மங்களை உலோக நிலைக்கு ஒடுக்குகிறது. $BaSO_4$ ஐ பேரியம் சல்ஃபைடாகவும் கார்பன் மோனாக்ஸைடை ஃபார்மால்-டீ-ஹைடாகவும் ஒடுக்கம் செய்கிறது. ஆக்ஸிஜனை ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடாகவும், குரோமேட்டுகளையும் பெர்மாங்கனேட்டுகளையும் முறையே குரோமிக் உப்புகளாகவும், மாங்கனீஸ் உப்புகளாகவும் ஒடுக்கம் செய்கிறது.

வீரிய ஹைடிரஜன் (Active hydrogen): சாதாரண வெப்ப நிலையில் ஹைடிரஜன் வாயுவில் 3000 வோல்ட் மின்சாரத்தைச் செலுத்தினால், இவ் வாயு மிகவும் வீரியமுடையதாக ஆகிறது. இவ் வாயுவை வீரிய ஹைடிரஜன் என்பர். இந்த ஹைடிரஜன், ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்க வினைகளில் எளிதில் ஈடுபடுகிறது. காப்பர் ஆக்ஸைடைக் காப்பராகவும், சல்ஃபர், லெட் போன்ற தனிமங் களை அவற்றின் ஹைடிரைடுகளாகவும் ஒடுக்குகிறது.

ஆர்த்தோ- மற்றும் பாரா-ஹைடிரஜன் (Ortho- and para-hydrogen) : ஹைடிரஜன் அணுவிலுள்ள எலெக்ட்ரானும், அணுக்கருவும் பம்பரத்தைப் போல் சுழல்கின்றன. இரண்டு ஹைடிரஜன் அணுக்கள் ஒன்றுசேர்ந்து ஒரு மூலக்கூறு உண்டாவதாகக் கொள்வோம். இம் மூலக்கூறு உண்டாக, பிணைப்பில் ஈடுபடும் இரு எலெக்ட்ரான்களும் எதிரெதிர்த் திசை களில் சுழன்றுகொண்டிருக்க வேண்டும். அணுக்கருக் களின் சுழற்சியைப் பொறுத்தவரை இவ்விதத் தடைக்கட்டுக் கிடையாது. எனவே, உண்டான மூலக்கூறில் உள்ள இரு அணுக்கருக்களும் ஒரே திசையிலோ எதிரெதிர்த் திசைகளிலோ சுழன்றுகொண்டிருக்கலாம். இதனால் இருவகையான ஹைடி ரஜன் மூலக்கூறுகள் உண்டாகின்றன. ஒரே திசையில் அணுக் கருக்கள் சுழன்றுகொண்டிருந்தால், அம் மூலக்கூறை ஆர்த்தோ-ஹைடிரஜன் (ortho-hydrogen) என்றும், எதிரெதிர்த்

திசைகளில் சுழன்றுகொண்டிருந்தால் பாரா-ஹைடிரஜன் (para-hydrogen) என்றும் கூறுவர்.



படம் 2

இவ்வாறு இருவகையான ஹைடிரஜன் இருக்கக்கூடும் என்னும் கருத்தை ஹெய்சன்பர்க் என்னும் விஞ்ஞானி 1927 ஆம் ஆண்டு வெளியிட்டார். இக் கருத்தை இரண்டாண்டுகள் கழித்து ஹார்டெக் என்னும் விஞ்ஞானி சோதனைகளின் மூலம் மெய்ப்பித்தார். ஹைடிரஜனைப்போலவே Cl_2, F_2, N_2 போன்ற அணுக்கருச் சுழற்சி பெற்ற ஈரணு மூலக்கூறுகளும் இவ்வாறு இரு வகைகளில் உள்ளன.

அறை வெப்பநிலையில் ஹைடிரஜன் வாயுவில் 75% ஆர்த்தோ வகையும், 25% பாரா வகையும் இருக்கும். பாரா-ஹைடிரஜன், ஆர்த்தோ-ஹைடிரஜனைவிடக் குறைந்த அக ஆற்றலைப் பெற்றிருப்பதால், வெப்பநிலை உயரும்போது ஆர்த்தோ-ஹைடிரஜனின் விகிதம் அதிகமாகிறது. 0°A வெப்ப நிலைக்கு அருகில், ஹைடிரஜன் பெரும்பாலும் பாரா வகையாகவே இருக்கும். இவ் வெப்பநிலையில் க்வார்ட்ஸ் கலத்தில் உள்ள ஹைடிரஜனுடன் கிளர்வுற்ற கரியைச் (activated charcoal) சேர்த்துச் சிலமணி நேரம் வைத்திருந்தால், 99·8% பாரா-ஹைடிரஜன் கரியின் பரப்புக் கவர்ச்சியினால் உறிஞ்சப் படுகிறது. எஞ்சியுள்ள 0·2% ஆர்த்தோ - ஹைடிரஜனைப் பம்பைக்கொண்டு பிரித்தெடுக்கலாம்.

ஹைடிரஜனின் இவ் விரு வகைகளும் ஒத்த வேதியப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. ஆனால், இவை உருகுநிலை, கொதிநிலை, வெப்ப எண் (specific heat), வெப்பம் கடத்துதிறன் (thermal conductivity), ஆவி அழுத்தம் ஆகிய இயற்பியப் பண்புகளில் மாறுபட்டிருக்கின்றன. பாரா-ஹைடிரஜனில் அணுக்கருக்கள் எதிரெதிர்த் திசைகளில் சுழல்வதால், அவற்றின் காந்தத் திருப்பு

திறன்களும் (magnetic moments) ஈடு செய்யப்படுகின்றன. ஆர்த்தோ-ஹைடிரஜனின் காந்தத் திருப்புதிறன் ஒரு புரோட்டானின் திறனைவிட இரு மடங்காக இருக்கிறது. ஆனால், அணுக்கருவின் காந்தத் திருப்புதிறன், எலெக்ட்ரானின் திருப்பு திறனுடன் ஒப்பிட்டுப் பார்க்கும்போது புறக்கணிக்கத் தக்க மிகக் குறைந்த அளவுக்கு இருப்பதால், ஹைடிரஜன் ஒரு டயாக் காந்தப் பொருளாகவே செயல்படுகிறது.

ஹைடிரஜனின் ஐசோடோப்புகள் (Isotopes of hydrogen) : ஒரே அணு எண்ணையும், வெவ்வேறு நிறை எண்களையும் பெற்ற ஒரே தனிமத்தின் பல அணுக்களை ஐசோடோப்புகள் என்கிறோம். ஒரு தனிமத்தின் வேதியப் பண்புகள், அத் தனிம அணுவில் உள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையையும் அமைப்பையும் பொறுத்திருக்கும். ஐசோடோப்புகளிலுள்ள எலெக்ட்ரான் எண்ணிக்கை சமமாகவே இருப்பதால், ஐசோடோப்புகள் ஒரே வேதியப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. இவற்றின் எடையில் மாறுபாடு உள்ளதால், அவை இயற்பியப் பண்புகளில் வேறுபட்டு உள்ளன. சிறிது வேறுபடும் ஓரிரு வேதியப் பண்புகளும் நிறையினால் இருக்குமேயன்றி எலெக்ட்ரான் அமைப்பினால் இருக்காது.

இயற்கையில் கிடைக்கும் எல்லாத் தனிமங்களும், அவற்றின் ஐசோடோப்புகளின் கலவையேயாகும். ஐசோடோப்புகளை இயற்பிய முறையிலேயே பெரும்பாலும் பிரித்தெடுக்க இயலும். ஹைடிரஜனின் மூன்று ஐசோடோப்புகள் முறையே நிறை எண் 1, 2, 3ஐப் பெற்றுள்ளன. நிறை எண் 1 உள்ள ஐசோடோப்பு ஹைடிரஜன் (H அல்லது $_1H^1$) எனவும், நிறை எண் 2 உள்ள ஐசோடோப்பு டியூட்டீரியம் (D அல்லது $_1H^2$) எனவும், நிறை எண் 3 உள்ள ஐசோடோப்பு டிரிட்டியம் (T அல்லது $_1H^3$) எனவும் வழங்கப்படுகின்றன. இயற்கையில் கிடைக்கும் கலவையில் ஹைடிரஜன் 99·9844%-ம் டியூட்டீரியம் 0·0156%-ம் காணப்படுகிறது. டிரிட்டியம் அணுக்கரு வினைகளில் உண்டாக்கப்படுகிறது.

டியூட்டீரியத்தைத் தயாரிக்கும் முறைகள்

1. கன நீரிலிருந்து (D_2O): டியூட்டீரியம் ஆக்ஸைடு அல்லது கன நீர் (heavy water) தயாரிக்கும் முறைகளை 'நீர்' அத்தியாயத்தில் காண்க. இந்தக் கன நீரை மின்னாற் பகுத்தலுக்கு உட்படுத்தியோ சோடிய உலோகத்துடன் வினைபடுத்தியோ, டியூட்டீரியத்தைப் பெறலாம்.

$$2D_2O \xrightarrow[\text{பகுத்தல்}]{\text{மின்னாற்}} \underset{\text{எதிர்மின் முனையில்}}{2D_2} + \underset{\text{நேர்மின் முனையில்}}{O_2}$$

$$2D_2O + 2Na \longrightarrow 2NaOD + D_2$$

2. பரவல் (diffusion) முறை : மாறு அழுத்தத்தில் ஒரு நுண்துளையின் வழியே ஒரு வாயு பரவும் வேகம் அதன் மூலக்கூறு எடையின் வர்க்கமூலத்திற்கு எதிர்விகிதத்தில் இருக்கும் என்பது கிரஹாமின் வாயுப் பரவுதல் விதியாகும். அதாவது, அதிக மூலக்கூறு எடையுள்ள வாயு மெதுவாகவும் குறைந்த மூலக்கூறு எடையுள்ள வாயு வேகமாகவும் ஒரு நுண்துளை வழியே பரவும். இயற்கையில் கிடைக்கும் டியூட்டீரியம்-ஹைடிரஜன் வாயுக் கலவையை ஒரு நுண்துளை வழியே செலுத்தினால், ஹைடிரஜன் வேகமாகப் பரவுகிறது. மீதமுள்ள கலவையில் டியூட்டீரியத்தின் அடர்வு அதிகரிக்கிறது. இவ்வாறு பல ஊடுருவுதலைக் குறைந்த அழுத்தத்தில் நிகழ்த்தினால் தூய டியூட்டீரியத்தைப் பிரித்தெடுக்க இயலும் என்ற கருத்தை ஹெர்ட்ஸ் என்பவர் மெய்ப்பித்தார்.

3. பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல் (Fractional distillation) : கொதிநிலைகளில் கணிசமான வேறுபாடு உள்ள ஐசோடோப்புகளை, பிரிகை அடுக்குகளைக்கொண்டு பின்னக் காய்ச்சி வடித்தலுக்குட்படுத்திப் பிரித்தெடுக்கலாம். யூரே (Urey) மற்றும் அவரைச் சார்ந்த விஞ்ஞானிகள், திரவ ஹைடிரஜனை, அதன் மும்மைநிலை (triple point) வெப்பநிலையில் காய்ச்சி வடித்து, 3% அளவு டியூட்டீரியத்தை அடைந்தனர்.

பண்புகள் : ஹைடிரஜன், டியூட்டீரியம் இவற்றின் வேதியப் பண்புகள் ஒன்றாகவே உள்ளன. இவற்றின் எடையில் கணிசமான வேறுபாடு இருப்பதால், இவை இயற்பியப் பண்புகளில் மாறுபட்டு இருக்கின்றன. டியூட்டீரியத்தின் அடர்த்தி ஹைடிரஜனின் மதிப்பைவிட இரு மடங்காக இருக்கிறது. ஒரே வெப்பநிலையில் திரவ டியூட்டீரியத்தின் ஆவி அழுத்தம் திரவ ஹைடிரஜனைவிடக் குறைவாக உள்ளது. பரவல் குணகம் (diffusion co-efficient) மற்றும் வெப்பம் கடத்துதிறன் (heat conductivity) ஆகியவற்றில் ஹைடிரஜனின் கீழ்க் காணும் அளவில் $1/\sqrt{2}$ பங்கு டியூட்டீரியத்திற்கு உள்ளது. அட்டவணையில் ஹைடிரஜன் மற்றும் டியூட்டீரியத்தின் பண்புகள் ஒப்பிட்டுக் காட்டப்பட்டுள்ளன.

பண்புகள்	ஹைடிரஜன்	டியூட்டீரியம்
கொதிநிலை	20·38°A	23·5°A
மும்மைநிலை வெப்பநிலை	13·92°A	18·58°A
உருகுதல் வெப்பம் (Heat of fusion)	28 கலோரிகள்	47 கலோரிகள்
ரிட்பெர்க் மாறிலி	109677·7 cm −1	109707·5 cm−1

மேலே கூறியது போல், ஹைடிரஜனும் டியூட்டீரியமும் வேதியப் பண்புகளில் ஒத்திருக்கும். ஆனால், எடையில் மாறுபாடு இருப்பதால், அவை ஈடுபடும் வினைகளின் வேகமும் மாறுபட்டு இருக்கும்.)

டியூட்டீரியம் ஆக்ஸிஜனுடன் வினைபட்டு கன நீரைக் கொடுக்கிறது.

$$2D_2 + O_2 \longrightarrow 2D_2O$$

அதிக வெப்பநிலையில் ஹைடிரஜன் சேர்மங்களுடன் டியூட்டீரியம் வினைபட்டு, அச் சேர்மங்களிலுள்ள ஹைடிஜரன் அணுக்களை முழுமையாகவோ பகுதியாகவோ பதிலீடு செய்கிறது.

$$2NH_3 + 3D_3 \rightleftharpoons 2ND_3 + 3H_2$$

$$H_2O + D_2 \rightleftharpoons D_2O + H_2$$

டியூட்டீரியத்தின் சேர்மங்கள்

(i) **டியூட்டீரியம் குளோரைடு** (DCl) : கன நீர் ஆவி 600°C வெப்பநிலையில் நீரற்ற மக்னீசியம் குளோரைடுடன் வினைபட்டு இச் சேர்மத்தைக் கொடுக்கிறது.

(ii) **டியூட்டீரோ மீத்தேன்** (CD_4) : கன நீர் அலுமினியம் கார்பைடுடன் குளிர்ந்த நிலையில் வினைபட்டு டியூட்டீரோ மீத்தேனைக் கொடுக்கிறது.

(iii) டியூட்டீரோ அம்மோனியா (ND_3) : மக்னீசியம் நைட்ரைடு கனநீருடன் வினைபுரிந்து ND_3 சேர்மத்தைக் கொடுக்கிறது.

(iv) டியூட்டீரோ அசிட்டிலீன் (C_2D_2) : கால்சியம் கார்பைடுடன் குளிர்ந்த நீரைச் சேர்த்தால், டியூட்டீரோ அசிட்டிலீன் கிடைக்கிறது.

பயன்கள் : டியூட்டீரிய அணுக்கருக்கள் டியூட்டிரான்கள் எனப்படுகின்றன. இவை பல செயற்கைக் கதிரியக்க வினைகளுக்குப் பயன்படுகின்றன. டியூட்டீரியச் சேர்மங்களைச் சுவடு அறியும் பொருள்களாகவும், வேதிய வினைகளின் வினைவழி முறையை அறியவும் பயன்படுத்துகிறார்கள். டியூட்டீரியத்தைப்பெற்ற கன நீர் அணுக்கரு உலைகளில் நியூட்ரான்களின் வேகத்தைக் கட்டுப்படுத்தும் 'மாடரேட்டர்களாக' (moderators) பயன்படுகிறது. அணுக்கரு ஒன்றிப்பு (nuclear fusion) வினைகளில் டியூட்டீரியம் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. இவ்வினைகளின் அடிப்படையில் ஹைடிரஜன் குண்டு (hydrogen bomb) தயாரிக்கின்றனர். இதன் மற்றொரு ஐசோடோப்பாகிய டிரிட்டியம் ($_1H^3$ அல்லது T) தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

டிரிட்டியம் (**Tritium**): ஹைடிரஜனில் இந்த ஐசோடோப்பு புறக்கணிக்கத்தக்க அளவுக்கு மிகக் குறைவாக இருக்கிறது. அதாவது, 10^7 பகுதி ஹைடிரஜனில் ஒரு பகுதி டிரிட்டியம் இருப்பதால், இந்த ஐசோடோப்பைப் பிரித்தெடுப்பது இயலாது. எனவே, இது பெரும்பாலும் அணுக்கரு வினைகளின் மூலமே பெறப்படுகிறது.

1. டியூட்டிரான்களை அதிவேக டியூட்டிரான்கள் தாக்குவதால் டிரிட்டியம் உண்டாகிறது.

$$_1H^2 + {}_1H^2 \longrightarrow {}_1H^3 + {}_1H^1$$

2. டியூட்டிரான்கள் பெரிலிய அணுக்களைத் தாக்கும் போது, டிரிட்டியம் உண்டாகிறது.

$$_4Be^9 + {}_1H^2 \longrightarrow {}_4Be^8 + {}_1H^3$$

3. குறைந்த வேக நியூட்ரான்கள் லித்தியம் அணுவைத் தாக்கும் போதும், டிரிட்டியம் கிடைக்கிறது.

$$_{3}Li^{6} + {}_{0}n_{0}{}^{1} \longrightarrow {}_{2}He^{4} + {}_{1}H^{3}$$

2ஆம், 3ஆம் முறைகளிலேயே டிரிட்டியம் பெரும் பாலும் பெறப்படுகிறது.

4. 1 லிட்டர் காற்றில் ஓர் அணு டிரிட்டியம் இருப்பதாகக் கணக்கிடப்பட்டுள்ளது. பூமியைநோக்கி வரும் மிக ஆற்றல் பெற்ற காஸ்மிக் கதிர்கள், காற்றிலுள்ள மூலக்கூறுகளைத் தாக்கும்போது நியூட்ரான்கள் வெளிப்படுகின்றன. இந்த நியூட்ரான்கள் காற்றிலுள்ள நைட்ரஜனைத் தாக்கும்போது ட்ரிட்டியம் பெறப்படுகிறது.

$$_{7}N^{14} + n_{0}{}^{1} \longrightarrow {}_{6}C^{12} + {}_{1}H^{3}$$

டிரிட்டியம் கதிரியக்கப் பண்பைப் பெற்றது. இது சிதைந்து பீட்டாத் துகள்களை வெளிவிடுகிறது. இதன் அரை ஆயுட் காலம் 12·46 வருடங்கள்.

$$_{1}H^{3} \longrightarrow {}_{2}He^{3} + \beta^{-}$$

இது அணுக்கருப் பிளவு வினைகளிலும் மருத்துவத் துறையிலும் உயிர்வேதியியலிலும் (தடம் அறி தனிமமாக) பயன் படுகிறது.

வினாக்கள்

1. தனிமவரிசை அட்டவணையில் ஹைடிரஜனின் இடத்தைப்பற்றிக் குறிப்பு வரைக.

2. பிறவிநிலை ஹைடிரஜன் (nascent hydrogen) என்றால் என்ன ? அதன் வீரியத் தன்மைக்கான காரணம் யாது ?

3. பல வழிகளில் பெறப்படும் பிறவிநிலை ஹைடிரஜன் ஒரே மாதிரியான வீரியத்தைப் பெற்றிருப்பதில்லை— விளக்குக.

4. ஆர்த்தோ- மற்றும் பாரா–ஹைடிரஜன் எனப்படுபவை யாவை? அவை எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன ?

5. குறிப்பு வரைக : (a) அணுநிலை ஹைடிரஜன், (b) பிறவிநிலை ஹைடிரஜன், (c) ஆர்த்தோ- மற்றும் பாரா–ஹைடிரஜன், (d) கன ஹைடிரஜன்.

6. டியூட்டீரியம் பெருமளவில் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? அதன் பயன்கள் யாவை?

7. பிறவிநிலை ஹைடிரஜன், அணுநிலை ஹைடிரஜனாக இருக்க முடியாது.—விளக்குக.

8. அணுநிலை ஹைடிரஜன் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது?

9. கன ஹைடிரஜனுக்கும், சாதாரண ஹைடிரஜனுக்கும் உள்ள வேறுபாடுகள் யாவை?

10. டிரிட்டியம் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? இதன் கதிரியக்கப் பண்பைப்பற்றிக் குறிப்பு வரைக.

2. ஆக்ஸிஜன்

(Oxygen)

தோற்றம் : ஷீல் (Scheele) என்பவர் இத் தனிமத்தை 1773-ஆம் ஆண்டு கண்டுபிடித்தார். லெவாய்சியர் (Lavoisier) இதனுடைய பண்புகளைக் கண்டுபிடித்தார். இது மற்றத் தனிமங்களுடன் சேர்ந்து அமிலங்களை உண்டாக்குவதால் இதற்கு ஆக்ஸிஜன் என்று லெவாய்சியர் பெயரிட்டார். இயற்கையில் காணப்படும் தனிமங்களில் இதுவே அதிக மாகக் காணப்படுகிறது. பூமியின் மேலோடு, கடல், காற்று ஆகியவற்றில் 50% எடை ஆக்ஸிஜன் இருக்கிறது. காற்றில் 23% எடை ஆக்ஸிஜன் உள்ளது. இது பிராணிகள் உயிர் வாழ இன்றியமையாதது; மூச்சு விடுதல், தகனம் ஆகியவற் றிற்கு இன்றியமையாதது; தாவரங்களுக்கும் இவ் வாயு இன்றியமையாதது.

தயாரிப்பு : பொட்டாசியம் குளோரேட்டையும், மாங்க னீஸ்-டை-ஆக்ஸைடையும் 250°Cக்குச் சூடுபடுத்தினால் ஆக்ஸிஜன் உண்டாகிறது. பொட்டாசியம் பெர்மாங்க னேட்டு, லெட் நைட்டிரேட்டு, பேரியம் பெராக்ஸைடு, மாங்க னீஸ்-டை-ஆக்ஸைடு ஆகியவைகளும் சூடுபடுத்தும்போது ஆக்ஸிஜனைக் கொடுக்கின்றன. நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுடன் ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடைச் சேர்த்தால் சுத்தமான ஆக்ஸிஜன் கிடைக்கிறது.

$$2KMnO_4 + 5H_2O_2 + 3H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O + 5[O_2]$$

நிறம் நீக்கித் தூளுடன் (பிளீச்சிங் பவுடர்) ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடைச் சேர்த்தால் O_2 உண்டாகிறது.

$$Ca(OCl)_2 + 2H_2O_2 \longrightarrow CaCl_2 + 2H_2O + 2O_2$$

மாங்கனீஸ்-டை-ஆக்ஸைடு, பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு, பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு ஆகியவை கந்தக அமிலத்துடன் வினைபுரிகின்றபோது ஆக்ஸிஜன் உண்டாகிறது. சோடியம் பெராக்ஸைடுடன் நீரைச் சேர்த்தால் ஆக்ஸிஜன் கிடைக்கிறது.

வியாபார முறையில் ஆக்ஸிஜன் தயாரித்தல்: நீரை மின்பகுப்பிற்கு உட்படுத்தினுல் ஆக்ஸிஜன் நேர்மின் முனையிலும் ஹைடிரஜன் எதிர்மின் முனையிலும் உண்டாகின்றன. இதில் இரும்பு எதிர்மின் முனையாகவும், நிக்கல் நேர்மின் முனையாகவும் பயன்படுகின்றன. 20% எரிசோடாக் கரைசலை மின்பகுப்பு செய்யும்போதும் ஆக்ஸிஜன் நேர்மின் முனையில் கிடைக்கிறது. பேரியம் ஹைடிராக்ஸைடு கரைசலை மின்பகுப்புச் செய்தாலும் இவ்வாயு நேர்மின் முனையில் கிடைக்கிறது.

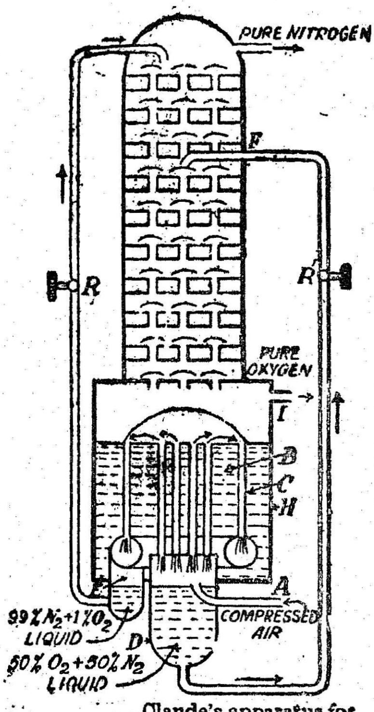
காற்றை நீர்மமாக்கி (liquid) அதிலிருந்து ஆக்ஸிஜனை பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல் முறையில் பெறலாம். இதற்கு கிளாடி முறை (Claude's process) என்று பெயர். இம் முறை ஆக்ஸிஜனைத் தயாரிக்க அதிகமாகப் பயன்படுகிறது.

முதலில் காற்று பொட்டாசியம் ஹைடிராக்ஸைடு கரைசல் மூலம் செலுத்தப்படுகிறது. அப்போது கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு, தூசு போன்றவை நீக்கப்படுகின்றன. பின்னர் இதன் அழுத்தத்தை 200 வளிமண்டலம் (atmosphere) அழுத்தமாக அதிகரிக்கச் செய்யவேண்டும். இப்போது காற்றிலுள்ள நீராவி நீர்மமாகிறது. இந்தக் காற்றைத் திண்ம பொட்டாசியம் ஹைடிராக்ஸைடு அல்லது அலுமினுவின் மூலம் செலுத்தும்போது ஈரம் முற்றிலும் நீங்கிவிடும்.

இப்படிக் கிடைத்த நீரற்ற அழுத்தம் மிகுந்த காற்றைக் குளிர்விப்பான் வழியாகச் செலுத்தி அதன் வெப்பநிலையை —30°C வரை குறைக்கவேண்டும்.

படத்தில் காட்டியபடி கிளாடி சாதனத்தில் (Claude's apparatus) மூன்று பகுதிகள் உள்ளன. அவையாவன:

(i) நீர்மமாக்கி (liquefier); (ii) பகுப்பான் (rectifier); (iii) நடுக் கொள்கலன். மேற்படி முறையில் கிடைத்த அழுத்தம் மிகுந்த குளிர்காற்று, இயந்திரத்தின் அடிப்பாகத்திலுள்ள



Claude's apparatus for fractionation of liquid air.

படம் 3

குழாய் மூலம் உட்செலுத்தப்படுகிறது. காற்று விரிவடைகிறது. ஜூல்–தாம்சன் (Joule–Thomson) கொள்கைப்படி காற்று சிறு துவாரம் வழியாக வெளிப்பட்டு விரிவடையும் போது குளிர்ச்சி யடைகிறது. நீர்ம ஆக்ஸிஜனால் குளிர்விக்கப் பட்ட மேற்புறத்திலுள்ள குழாய்களின் மூலம் காற்று மேலெழுகின்றபோது மேலும் நன்கு குளிர்விக்கப்பட்டுத் திரவமாக (நீர்மமாக) மாறுகிறது. இப்போது இரண்டுவிதமான நீர்மக் காற்று கிடைக்கிறது. நைட்ரஜன் அதிகமாயுள்ள நீர்மக் காற்று, ஆக்ஸிஜன் அதிகமாயுள்ள நீர்மக் காற்று என இரண்டு பகுதிகள் உண்டாகின்றன.

பகுப்பான் என்பது ஓர் உயர்ந்த கோபுரம். இதில் துவாரங்கள் உள்ள தகடுகள் பொருத்தப்பட்டுள்ளன. முன்னரே குறிப்பிட்ட இரண்டு நீர்மக் காற்றுகளையும் வெவ்வேறு உயரங்களிலிருந்து துளித் துளியாக ஊற்ற வேண்டும். நைட்ரஜன் (கொதிநிலை 195·8°C) ஆக்ஸிஜனை விட (182·7°C) எளிதில் ஆவியாகக் கூடியதாகையால் நைட்ரஜன் ஆவியாக வெளிச் செல்கிறது; ஆனால், நீர்ம ஆக்ஸிஜன் நடுக் கொள்கலனை அடைகிறது. இங்கு இது ஆவியாகி வெளிச் செல்கிறது. இந்த முறையில் நீர்மக் காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனையும் நைட்ரஜனையும் பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல் (fractional distillation of liquid air) மூலம் பிரித்துவிடலாம்.

பண்புகள் : இது நிறமற்ற, மணமற்ற, சுவையற்ற வாயு. இது காற்றைப்போல் 1·1053 மடங்கு கனமானது. இது நீரில் சிறிதளவே கரையும். 100 பங்கு நீரில் 5 பங்கு ஆக்ஸிஜன் 0°C வெப்பநிலையில் கரைகிறது. இதன் கொதிநிலை 183°C; உறைநிலை —218°C.

இது ஏறத்தாழ எல்லாத் தனிமங்களுடனும் வினைபுரிகிறது. கார்பன், சல்ஃபர், பாஸ்பரஸ் போன்ற அலோகங்கள் ஆக்ஸிஜனில் பிரகாசமாக எரிந்து ஆக்ஸைடுகளைக் கொடுக்கின்றன.

$$C \longrightarrow CO_2; \quad S \longrightarrow SO_2; \quad P \longrightarrow P_2O_5$$

ஆக்ஸிஜனையும், ஹைடிரஜனையும் கலந்து எரியச் செய்தால் வீரியமாக வெடிச் சப்தத்துடன் வினைபுரிந்து நீர் உண்டாகிறது.

கார உலோகங்கள் ஆக்ஸிஜனில் பிரகாசமாக எரிந்து ஆக்ஸைடுகளைக் கொடுக்கின்றன; மிகையான ஆக்ஸிஜனில் உலோகங்கள் எரியும்போது பெராக்ஸைடுகள் உண்டாகின்றன. மக்னீசியம், இரும்பு போன்ற உலோகங்களும் ஆக்ஸிஜனில் எரிந்து ஆக்ஸைடுகளைக் கொடுக்கின்றன.

இது மெதில் ஆல்கஹால், ஹைடிரோ கார்பன்கள், பென்சீன், அசிட்டிலீன் ஆகியவற்றுடன் வீரியத்துடன் வினைபுரிகிறது. இவ் வினைகளின்போது சுடர் அல்லது ஒளிப் பிழம்பு (flame) உண்டாகிறது. குளோரினுடன் Cl_2O, ClO_2 ஆகிய சேர்மங்களையும், புரோமினுடன் BrO_2-வையும் கொடுக்கிறது. அம்மோனியாவுடன் எளிதில் வெடிக்கும் ஒரு

சேர்மத்தைக் கொடுக்கிறது. நைட்ரிக் ஆக்ஸைடுடன் பச்சை நிற ஒளிப் பிழம்பை உண்டாக்குகிறது. இதுவே அணு நிலை ஆக்ஸிஜனைக் கண்டுபிடிக்க உதவும் சோதனையாகும்.

ஆக்ஸைடுகள் : மற்ற தனிமங்கள் ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து உண்டாகும் இரு தனிமச் சேர்மங்களை ஆக்ஸைடுகள் என்கிறோம். பண்புகளைப் பொறுத்து இச் சேர்மங்கள் பல வகைகளாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன.

ஆக்ஸைடுகள்

அமில | கார | ஈரியல்பு | நடுநிலை | கலப்பு | பெராக்சைடுகள் | சபாக் ஸைடுகள்

அமில ஆக்ஸைடுகள் (Acidic oxides) : அமில ஆக்ஸைடுகள் பொதுவாக அலோக ஆக்ஸைடுகளாயுள்ளன. இவைகள் நீரில் கரைந்து அமிலத்தையும், காரத்துடன் வினைபுரிந்து உப்பையும் நீரையும் கொடுக்கின்றன.

[உ-ம்.] SO_2, SO_3, P_2O_5, CO_2

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$$

$$CO_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

கார ஆக்ஸைடுகள் (Basic oxides) : உலோக ஆக்ஸைடுகள் பொதுவாகக் கார ஆக்ஸைடுகளாக இருக்கின்றன. இவைகள் நீரில் கரைந்து காரத்தையும், அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து உப்பையும் நீரையும் கொடுக்கின்றன.

[உ-ம்.] Na_2O, CaO, CuO, FeO, ZnO, PbO

$$CaO + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O$$

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$$

ஈரியல்பு ஆக்ஸைடு (Amphoteric oxide) : இது காரம், அமிலம் ஆகிய இரண்டுடனும் வினைபுரிகிறது.

[உ-ம்.] ZnO, Al_2O_3, SnO_2, As_2O_3

$$ZnO + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2O$$

$$ZnO + 2NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$$

சல்ஃபர்-டை-ஆக்ஸைடு, அம்மோனியா, ஹைடிரஜன் குளோரைடு ஆகியவைகள் வினைவேகமாற்றிகளின் (catalysts) முன்னிலையில் ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகின்றன.

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{\text{பிளாட்டினம்}} 2SO_3$$

$$4NH_3 + 5[O_2] \xrightarrow[\text{கம்பி வலை}]{\text{பிளாட்டினம்}} 4NO + 6H_2O$$

$$4HCl + O_2 \xrightarrow[\text{குளோரைடு}]{\text{குப்ரிக்}} 2H_2O + 2Cl_2$$

பயன்கள் : இது உலோகங்களை உருக்கிப் பிணைக்கவும் வெட்டவும், எளிதில் உருகாத பிளாட்டினம், படிகக்கல் (quartz) போன்றவைகளை உருக்கவும் பயன்படும். ஆக்ஸி–ஹைடிரஜன், ஆக்ஸி–அசிட்டிலீன் சுடர்களை உண்டாக்க இவ் வாயு பயன்படுகிறது. அதிக உயரங்களில் விமானிகளும், மலை ஏறுபவர்களும் ஆக்ஸிஜனைப் பயன்படுத்துகின்றனர். செயற்கை சுவாசம் கொடுக்கவும் ஆக்ஸிஜன் பயன்படுகிறது.

பண்பறி பகுப்பு (Qualitative analysis) : நைட்ரிக் ஆக்ஸைடுடன் ஆக்ஸிஜன் சேர்ந்தால் பழுப்பு நிற நைட்ரஜன்-டை-ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

எடையறி பகுப்பு (Gravimetric analysis) : பொட்டாசியம் ஹைடிராக்ஸைடில் கரைத்த பைரோகலிக் அமிலத்தில் ஆக்ஸிஜனைக் கரைப்பதன் மூலம் இதன் எடையைக் கணக்கிடலாம்.

அணுநிலை ஆக்ஸிஜன் (Atomic oxygen) : ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறு நிலையான தன்மை உள்ளது; அதிகமான வெப்ப நிலையில்தான் இது சிதைவடைகிறது.

$$O_2 \longrightarrow 2[O] \quad \Delta H = 116{\cdot}4 \text{ கி. கலோரிகள்.}$$

3500°C வெப்பநிலையில் 15% அணுநிலை(atomic)யில் ஆக்ஸிஜன் இருக்கும். 4000°C வெப்பநிலையில் 61% அணு நிலையில் ஆக்ஸிஜன் காணப்படுகிறது. அழுத்தம் குறைவான ஆக்ஸிஜன்மூலம் மின்சாரம் செலுத்தினாலும் அணுநிலை ஆக்ஸிஜன் உண்டாகிறது. இது நிலையானதன்று; இது வெப்பத்தை

வெளிவிட்டு, ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறாக மாறுகிறது. ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் மூலக்கூறுகளாக மாறும் வினைக்குப் பல்வேறு பொருள்கள் வினைவேகமாற்றிகளாகச் செயல்படுகின்றன. இம் மாற்றம் வினைவேகமாற்றியின் புறப்பரப்பில்தான் நிகழ்கிறது. அவ் வினையில் வெளியாகும் வெப்பத்தால், பிளாட்டின் போன்ற உலோகங்கள் வெண் சூட்டு நிலையை அடைகின்றன.

அணுநிலை ஆக்ஸிஜன் வீரியமுள்ளது; ஆக்ஸிஜனுடன் எளிதில் சேர்ந்து ஓஸோனைக் கொடுக்கிறது.

$$O_2 + O \longrightarrow O_3$$

நடுநிலை ஆக்ஸைடு (Neutral oxide) : நடுநிலை ஆக்ஸைடுகள் அமிலம், காரம் ஆகிய இரண்டுடனும் வினை புரிவதில்லை.

[உ-ம்.] H_2O, NO, CO, N_2O

கலப்பு ஆக்ஸைடுகள் (Mixed oxides) : ஒரே தனிமத்தின் ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட ஆக்ஸைடுகள் சேர்ந்து உண்டானவதாகக் கருதப்படும் ஆக்ஸைடுகளைக் கலப்பு ஆக்ஸைடுகள் என்கிறோம்.

[உ-ம்.] Pb_3O_4 ($2PbO.PbO_2$) ;
Mn_3O_4 ($2MnO.MnO_2$) ;
Fe_3O_4 ($FeO.Fe_2O_3$)

இவ் வகை ஆக்ஸைடுகள் அமிலங்களுடன் வினைபுரியும் போது அவற்றின் இரண்டு வகை இணைதிறனுள்ள உப்புகள் உண்டாகின்றன.

$$Fe_3O_4 + 8HCl \longrightarrow 2FeCl_3 + FeCl_2 + 4H_2O$$

அலோகங்களும் இதுபோன்ற கலப்பு ஆக்ஸைடுகளை உண்டாக்குகின்றன.

[உ-ம்.] P_2O_4 ($P_2O_3 . P_2O_5$) ; N_2O_4 ($N_2O_3 . N_2O_5$)

பெராக்ஸைடுகள் (Peroxides) : உண்மையான பெராக்ஸைடுகள் குளிர்ந்த நீர்த்த அமிலத்துடன் வினைபுரிகின்ற போது, ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு உண்டாகிறது. இவைகளில் $[O-O]^{--}$ தொகுதி இருக்கும்.

[உ-ம்.] BaO_2 ; Na_2O_2

லெட்-டை-ஆக்ஸைடு (PbO_2), மாங்கனீஸ்-டை-ஆக்ஸைடு போன்ற சில உயர்ந்த ஆக்ஸைடுகளைப் பெராக்ஸைடுகள் என்றழைப்பது தவறாகும். இவை நீர்த்த அமிலத்துடன் ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடைக் கொடுப்பதில்லை. உண்மையான பெராக்ஸைடுகள் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு, நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலம், ஈதர் ஆகியவற்றுடன் சேர்க்கும் போது ஈதர் நீல நிறத்தை அடைகிறது. ஆனால், உயர்ந்த ஆக்ஸைடுகள் இச் சோதனையில் நீல நிறம் கொடுப்பதில்லை.

சபாக்ஸைடுகள் (Sub-oxides): இவை மிக மிகக் குறைந்த விகித ஆக்ஸிஜனைப் பெற்றிருக்கின்றன.

[உ-ம்.] கார்பன் சபாக்ஸைடு, C_3O_2; லெட் சபாக்ஸைடு, Pb_2O.

ஆக்ஸிஜனின் அமைப்பு

ஆக்ஸிஜன் அணுவின் அணு எண் 8; அணு எடை 16. இவ் வணுவின் வெளி எலெக்ட்ரான் அமைப்பு : $2s^2$, $2p^4$. எனவே, இவ் வணுவிலுள்ள 8 எலெக்ட்ரான்களில் முதல் ஷெல்லில் 2ம் இரண்டாம் ஷெல்லில் 6ம் உள்ளன. இத் தனிமம் 16, 17, 18 ஐசோடோப்புகள் கொண்டவை. நீர்ம நிலையிலுள்ள இத் தனிமம் நீல நிறத்தையும் மிகையான பாரா காந்தத் (paramagnetic) தன்மையையும் பெற்றுள்ளது. இதன் கொதிநிலை 183°C; உருகுநிலை — 219°C. NO, NO_2, OF_2, ClO_2, O_2 ஆகிய மூலக்கூறுகளிலும் சூப்பர் ஆக்ஸைடு அயனியிலும் (O^-) இரு அணுக்களைக் கொண்ட ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறிலும் மூன்று எலெக்ட்ரான் கொண்ட பிணைப்புகள் உள்ளதால் இவை பாரா காந்த இயல்பைப் பெற்றுள்ளன. எனவே, ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறில் உள்ள இரண்டு அணுக்களில் உள்ள புற எலெக்ட்ரான்கள் 12. இவை கீழ்க்காட்டியபடி இரண்டு மூவெலெக்ட்ரான் பிணைப்புகளைக் கொண்டுள்ளன.



ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறு — சூப்பர் ஆக்ஸைடு அயனி

இரு அணுக்களுக்கிடையே [இவ் வணுக்கள் ஒத்ததாய் அல்லது இவற்றுக்கிடையே உள்ள எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் (electronegativity) அளவில் வித்தியாசம் 0·5

அலகுக்கும் அதிகப்படாமல் இருத்தல் வேண்டும்.] ஒரு மூவெலெக்ட்ரான் பிணைப்பும் ஓர் இரண்டு எலெக்ட்ரான் அமைப்பும் இருந்தால், இவ் வகை அமைப்பின் ஆற்றல் இரு இரண்டு எலெக்ட்ரான் பிணைப்புகளுக்குச் சமம் என்று அறியவும்.

$$2A\overset{\cdots}{—}B \equiv :A—B—B—A:$$

வினாக்கள்

1. ஆக்ஸிஜன் பெருமளவில் எவ்வாறு தயாரிக்கப் படுகிறது? அதன் பண்புகளையும், பயன்களையும் வரைக.

2. ஆக்ஸைடுகள் எவ்வாறு வகைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன? பெராக்ஸைடுகளைப் பற்றி குறிப்பு எழுதுக.

3. குறிப்பு எழுதுக: (i) ஆக்ஸிஜனின் அமைப்பு, (ii) அணுநிலை ஆக்ஸிஜன்.

3. நீர்

(Water)

இயற்கையில் நீர் பெருமளவில் கிடைக்கிறது. மழை நீர், கடல் நீர், ஆற்று நீர், தாது நீர் ஆகியவற்றுள் மழை நீரே மிகத் தூய்மையானதாகும். இருப்பினும், அதில் சில கரைந்த மாசுகள் இருக்கும். மின்னல், இடி ஏற்படும்போது, வாயு மண்டலத்தில் நைட்ரஜனின் ஆக்ஸைடுகளும் அம்மோனியாவும் உண்டாகின்றன. எனவே, மழை நீர் பூமியை அடையும்போது அதில் அம்மோனியம் நைட்ரேட் போன்ற சில உப்புகள் சிறிதளவு கரைந்திருக்கும். மேலும் சிறிதளவு கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு, வளிமண்டலத்திலுள்ள மிகச் சிறிய தூசிகள் ஆகியவையும் மழை நீரில் கரைந்திருக்கும்.

நீர் பெரும்பாலும் (i) குடிப்பதற்காகவும், (ii) ஆய்வுச் சாலை உபயோகத்திற்கும், (iii) தொழிற்சாலைகளிலும் பயன்படுகிறது. இம் மூன்று உபயோகத்திற்கும் நீர் கீழ்க்காணுமாறு தூய்மைப் படுத்தப்படுகிறது.

(i) குடிப்பதற்காக: குடிக்கும் நீரில் கரைந்த மாசுகள் (நச்சுத் தன்மை பெருது இருந்தால்) இருப்பதால், அவை குடிநீருக்கு ருசியைக் கொடுக்கின்றன. ஆறு, குளங்களில் உள்ள நீரை ஒரு பெரிய தொட்டியில் தேக்கி, அதனுடன் சிறிது படிகாரத்தைச் (alum) சேர்க்கிருர்கள். இதனுல் தொங்கும் அசுத்தங்கள் கீழே படிகின்றன. இந்தத் தெளிந்த நீரை வடிபடுகை (filter beds) மூலம் செலுத்தி, அதிலுள்ள மாசுகள் முழுவதையும் வடிகட்டுகிருர்கள். பின் நீரில் உள்ள கண்ணுக்குத் தெரியாத நோய் உண்டாக்கும் கிருமிகளை அழிக்க குளோரின் வாயுவையோ, சலவைத் (நிறம் நீக்கி) தூளையோ அல்லது புற ஊதாக் கதிர்களையோ செலுத்து

கிறார்கள். இவ்வாறு தூய்மைப்படுத்தப்பட்ட நீர் நகரங்களில் குடி நீராக உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது.

(ii) ஆய்வுச்சாலை உபயோகத்திற்கான நீர் மிகவும் தூய்மையானதாக இருத்தல் வேண்டும். இயற்கையில் கிடைக்கும் நீருடன் சிறிது பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டைச் சேர்த்து, திரும்பத் திரும்பக் காய்ச்சி வடிக்கிறார்கள். எளிதில் ஆவியாகாத பொருள்களும், உப்புகளும் அடியில் தங்கிவிடுகின்றன. காய்ச்சி வடிக்கப்பட்ட நீர் வாலை வடி நீராகும் (distilled water).

(iii) தொழிற்சாலை உபயோகத்திற்கு: சில பகுதிகளில் கிடைக்கும் நீரில் சோப்பு எளிதில் கரைந்து நுரையைத் தரும். இந் நீரை நுரை தரு நீர் அல்லது மென்னீர் (soft water) என்கிறோம். மற்றொரு வகை நீர் சோப்புக் கரைசலுடன் நுரையை எளிதில் கொடுக்காமல், வெண்ணிற வீழ்படிவைக் கொடுக்கும். இவ் வகை நீரை நுரை தரா நீர் அல்லது வன்னீர் (hard water) என்பர்.

வன்னீர் இரு வகைப்படும். ஒரு வகை வன்னீர் கொதிக்க வைப்பதனால் மென்னீராக மாறுகிறது. இது தற்காலிக வன்னீர் (temporary hard water) ஆகும். மற்றொரு வகை கொதிக்க வைப்பதனால் மென்னீராக மாறுவதில்லை. இது நிலை வன்னீராகும் (permanent hard water).

நீரின் கடினத் தன்மைக்குக் காரணம் அதில் கரைந்துள்ள சில உப்புகளேயாகும். நீரில் கால்சியம், மக்னீசியம் ஆகியவற்றின் பைகார்பனேட்டுகள் கரைந்திருந்தால் அது தற்காலிக வன்னீராகவும், இதே உலோகங்களின் சல்ஃபேட், குளோரைடு உப்புகள் கரைந்திருந்தால், அது நிலை வன்னீராகவும் அமையும்.

தொழிற்சாலைகளில் நீராவியைக் கொடுக்கும் கொதிகலன்களில் வன்னீரைப் பயன்படுத்தினால், வன்னீரில் உள்ள உப்புகள் சிதைவுற்று உண்டாகும் பொருள்கள் கொதிகலன்களின் உட்பக்கத்தில் விளைபட்டு அதை அரித்து விடுகின்றன. இதை கொதிகலச் செதில்கள் (boiler scales) என்கிறோம். இது ஒரு அரிதில் கடத்தியாகையால், அதிகமான எரிபொருள் வீணாகிறது. மேலும் கொதிகலத்தினுள் வெப்பம் சீராக செலுத்தப்படாமல், அக் கலம் வெடித்துச் சிதறவும் ஏதுவாகிறது.

எனவே, கொதிகலன்களில் உபயோகப்படுத்த நீரை மென்னீராக்க வேண்டும்.

மேலும் சலவைத் தொழிலில் நுரை தரா நீரை உபயோகித்தால், அதிகமான சோப்பு வீணாகிறது. எனவே, தொழிற்சாலை உபயோகத்திற்கு நுரை தரா நீர் மென்னீராக்கப்பட வேண்டும்.

தற்காலிக வன்னீரை நுரை தரு நீராக்குதல்

(1) கொதிக்க வைத்தல்: தற்காலிக வன்னீரை கொதிக்க வைப்பதால், அதில் கரைந்துள்ள கால்சியம் மற்றும் மக்னீசியம் பைகார்பனேட்டுகள் சிதைவுற்று, அவ்வுலோகங்களின் கார்பனேட்டுகள், வீழ்படிவாகப் படிகின்றன. கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு வெளியேறுகிறது.

$$Ca(HCO_3)_2 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + H_2O + CO_2 \uparrow$$
$$Mg(HCO_3)_2 \longrightarrow MgCO_3 \downarrow + H_2O + CO_2 \uparrow$$

(2) கிளார்க் முறை: தற்காலிக வன்னீருடன் தேவைப்பட்ட அளவு சுண்ணும்பு நீரைச் சேர்ப்பதால், அது நுரை தரு நீராகிறது. அதிகமான சுண்ணும்பு நீரைச் சேர்த்தால், தற்காலிக வன்னீர் நிலை வன்னீராக மாறிவிடும்.

$$Ca(OH)_2 + Ca(HCO_3)_2 \longrightarrow 2CaCO_3 \downarrow + 2H_2O$$
$$Ca(OH)_2 + Mg(HCO_3)_2 \longrightarrow MgCO_3 \downarrow + CaCO_3 \downarrow + 2H_2O$$

நிலை வன்னீரை மென்னீராக்குதல்: நிலை வன்னீருடன் சோடியம் கார்பனேட் கரைசலைச் சேர்ப்பதால், கால்சியம், மக்னீசியம் ஆகியவற்றின் நீரில் கரையாக் கார்பனேட்டுகள் வீழ்படிவாகப் படிகின்றன. இம் முறையைத் தற்காலிக நுரை தரா நீரை, நுரை தரு நீராக மாற்றவும் பயன்படுத்தலாம்.

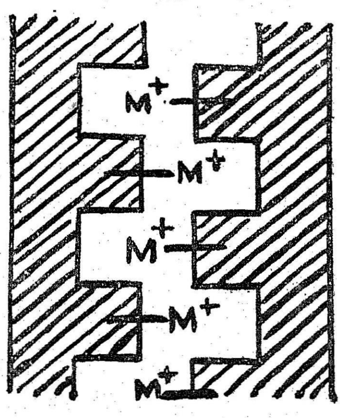
Mg^{++}, Ca^{++} அயனிகள் மட்டுமன்றி Fe^{++}, Fe^{+++} அயனிகள் நீரில் இருப்பினும், நீருக்கு கடினத் தன்மை உண்டாகிறது.

$$CaSO_4 + Na_2CO_3 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + Na_2SO_4$$
$$Ca(HCO_3)_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + 2NaHCO_3$$

அயனி பரிமாற்ற முறை (Ion-exchange process): இம் முறையே தற்காலத்தில் பெரிதும் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இம் முறை கடினத் தன்மையை நீக்குவதுடன் மற்ற மாசு

களையும் நீக்குவதால், ஆய்வுச்சாலைக்குத் தேவையான நீரையும் இம் முறையில் தூய்மைப் படுத்துகிறார்கள். குறைந்த காலத்தில் அதிக அளவு தூய்மையான நீரை இம் முறையில் பெறலாம்.

மேலே குறிப்பிட்ட வினைகளில், கால்சியம் அயனி சோடியம் அயனியால் பதிலீடு செய்யப்படுகிறது. இதே வினையை எதிர் அயனி பரிமாற்ற முறையில் எளிதில் நிகழ்த்த இயலும். இதற்கு இயற்கையில் கிடைக்கும் அலுமினோ சிலிகேட் அயனியைப் பெற்ற கனிமம் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இப் பொருள் இடையிடையே நேர் அயனி (anion) களைப் (இவை எதிர்மின்னேற்ற முடையவை) பெற்று, பல ஆயிரக்கணக்கான மூலக்கூறுகளை ஒருங்கே இணைக்கப் பெற்ற, முத்திற அளவுடைய (three dimensional) மிகப் பெரிய மூலக்கூறாகும். இம் மூலக்கூறுகளுக்கு இடையே உள்ள இடைவெளிகளில் இயக்கமுறு (mobile) எதிர் அயனி (cation) (இது நேர்மின்னேற்ற முடையது) இருக்கும். பெர்முடிட் என்னும் கனிமத்தில் இவ் வயனி சோடியம் அயனி (Na^+) ஆகும். இது கீழே படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளது. கோடிட்ட பகுதி எதிர் அயனிகளாலும், அவற்றின் இடையே உள்ள பகுதி இயக்கமுறு நேர் அயனிகளாலும் அடைத்துக் கொள்ளப்பட்டிருக்கும்.

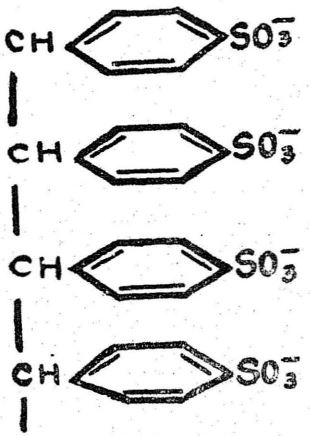


படம் 4

தற்காலத்தில் பெர்முடிட் என்ற சேர்மத்திற்குப் பதிலாக தொகுப்பு முறையில் தயாரிக்கப்பட்ட ரெசின் அல்லது பல படிச் சேர்மங்களை (synthetic resins or polymers) உபயோகப் படுத்துகிறார்கள். இவ் வகைச் சேர்மங்களுக்கு ஒரு உதாரணம்—சல்ஃபோனிக் தொகுதி சேர்க்கப்பட்ட பாலிஸ்டைரீ

னுகும். இம் மூலக்கூறின் அமைப்பு கீழே படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளது.

இச் சேர்மத்திலும் நேர் அயனிகள் நகராமலும், இம் மூலக்கூறுகளில் உள்ள இடைவெளிகளில் எதிர்



அயனிகள் (பொதுவாக சோடியம் அயனி, Na^{+}) இயக்கமுறு நிலையிலும் இருக்கும்.

திட நிலையிலுள்ள இச் சேர்மங்களினூடே வன்னீரைச் செலுத்தினால், அந் நீரிலுள்ள Mg^{++} அல்லது Ca^{++} அயனிகள் இயக்கமுறு சோடியம் அயனியால் பதிலீடு செய்யப்படும். சோடியத்தின் உப்புகள் நீருக்குக் கடினத் தன்மையைக் கொடுப்பதில்லை. எனவே, இச் சேர்மங்கள் அடைத்து வைக்கப்பட்டக் குழாயின் மேல் வழியாக வன்னீரைச் செலுத்தினால், கீழிருந்து வெளிவரும் நீர் நுரை தரு நீராக இருக்கும்.

இவ்வாறு நீரைச் செலுத்திக் கொண்டேயிருப்பதால், சேர்மத்திலுள்ள இயக்கமுறு சோடியம் அயனிகள் முழுவதும் Mg^{++}, Ca^{++} அல்லது மற்ற பல்லிணைதிறன் அயனிகளால் பதிலீடு செய்யப்படும். பின் இச் சேர்மம் வன்னீரை மென்னீராக்கும் திறனை இழந்துவிடும். இப்போது இக் குழாயில் உள்ள சேர்மத்தினூடே செறிவு மிகுந்த சோடியம் குளோரைடு கரைசல் செலுத்தப்படுகிறது. இடைவெளிகளில் உள்ள பல்லிணைதிறன் அயனிகளை மீண்டும் வெளியேற்றி சோடியம் அயனிகள் அவ் விடங்களை அடைத்துக் கொள்கின்றன. வன்னீரை மென்னீராக்க இச் சேர்மம் திரும்பவும் பயன்படுகிறது.

இவ்வாறே அடர் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தை செலுத்துவதால், இடைவெளிகளில் இயக்கமுறு ஹைடிரஜன் அயனிகள் அடைத்துக் கொள்கின்றன. இச் சேர்மத்தினூடே வன்னீரைச் செலுத்தும்போது Mg^{++}, Ca^{++} போன்ற நீக்கப் படவேண்டிய அயனிகள் H^+ அயனிகளால் பதிலீடு செய்யப் படுகின்றன. இது போலவே நீக்கப்படவேண்டிய SO_4^{--}, Cl^-, HCO_3^- போன்ற நேர் அயனிகள் OH^- அயனியால் பதிலீடு செய்யப்பட இயலும். இதற்கு வேறு பலபடிச் சேர்மங்களைப் பயன்படுத்துகிறோம்.

தற்காலத்தில் நீரைத் தூய்மைப்படுத்த உபயோகப் படுத்தப்படும் அயனி பரிமாற்ற சாதனம் இரு பகுதிகளாக இருக்கும். முதல் பகுதி எதிர் அயனி பரிமாற்ற பகுதி யாகும். இச் சாதனத்தில் வைக்கப்பட்டுள்ள ரெசினின் வழியே நீரைச் செலுத்தும்போது, நீரில் உள்ள எதிர் அயனிகள் H^+ அயனியால் பதிலீடு செய்யப்படுகின்றன. பின் நேர் அயனி பரிமாற்ற பகுதியாகிய இரண்டாவது பகுதியில் வைக்கப்பட்ட ரெசினின் வழியே நீர் செலுத்தப் படுகிறது. இங்கு எல்லா நீக்கப்படவேண்டிய நேர் அயனி களும் OH^- அயனியால் பதிலீடு செய்யப்படுகின்றன. முதல் பகுதியில் பதிலீடு செய்த H^+ அயனிகளும், இரண்டாவது பகுதியில் பதிலீடு செய்த OH^- அயனிகளும் இணைந்து எளிதில் அயனியுரு நீர் மூலக்கூறுகளாக மாறுகின்றன.

இவ்வாறு மாசுகளாகிய எல்லா அயனிகளும் நீக்கப்படுவ தால், மிகத் தூய நீர் கிடைக்கிறது. எனவே, ஆய்வுச்சாலைக்கு வேண்டிய தூய நீரைப் பெற, சாதாரண நீரை காய்ச்சி வடிக்கவேண்டிய அவசியமில்லை. தற்காலத்தில் சோதனைச் சாலைகளில் இம் முறையிலேயே நீர் தூய்மைப் படுத்தப் படுகிறது.

அயனி பரிமாற்ற முறை மேலும் பல வழிகளில் பயன் படுகிறது.

1. நிலையற்ற (unstable) அமிலங்களைத் தயாரிக்க அயனி பரிமாற்ற முறை உபயோகமாகிறது. சான்றாக, ஹைபோபாஸ்பரஸ் அமிலத்தை இம் முறையின் உதவி கொண்டு தயாரிக்கலாம். பேரியம் ஹைபோபாஸ்பைட்டு கரைசலை, ஹைடிரஜன் அயனி பரிமாற்றம் நிகழ்த்தும் சாதனத்தினூடே செலுத்த, ஹைபோபாஸ்பரஸ் அமிலம் கிடைக்கிறது.

2. வேதிய வினைகளால் பிரிக்க இயலாத அயனிக் கலவையை, அயனி பரிமாற்ற பரப்புக் கவர்ச்சிப் பகுப்பு முறைப்படி (ion-exchange chromatography analytical method) பிரிக்க இயலும். பிரிக்கப்படவேண்டிய அயனிக் கலவை எதிர் அயனிகளாலானதாகக் கொள்வோம். இக் கலவையை ரெசின் அல்லது பலபடிச் சேர்மத்தால் அடைக்கப்பட்ட குழாயினுள் செலுத்த, எல்லா அயனிகளும் ரெசினுல் உறிஞ்சப்படுகின்றன. இப்போது இக் குழாயை ஒரு மின்பகுளிக் (மின்பகு பொருள், electrolyte) கரைசலினுல் கழுவ, அதிகப் பருமனுள்ள அயனி முதலிலும், குறைந்த பருமனுள்ள அயனி கடைசியிலுமாக வெளியேற்றப்படுகிறது. இம் முறை கொண்டு, வேதிய வினைகளால் எளிதில் பிரிக்க இயலாத லாந்தனைடு போன்ற உலோகங்களைப் பிரித்தெடுக்கின்றனர். ஈன்ஸ்ட்டீனியம், மென்டிலீவியம் போன்ற உலோகங்களைக் கண்டு பிடித்ததே இம் முறையின் உதவி கொண்டுதான். மிகக்குறைந்த அளவு யுரேனியம் உள்ள அதன் தாதுவிலிருந்து, இவ் வுலோகத்தைப் பிரித்தெடுக்கவும் இம் முறை பயன்படுத்தப்படுகிறது.

3. நீரில் கரைந்துள்ள பொருளின் எடையைக் காணவும் இம் முறையைப் பயன்படுத்தலாம். சான்றாக, உப்புக் கரைந்த நீரை ரெசினினுள் முதலில் செலுத்த வேண்டும். பின் உறிஞ்சப்பட்ட அயனியைக் குழாயிலிருந்து வெளியேற்றி, ஓர் அளவறி கரைசலுடன் தரம் பார்க்கவேண்டும். இவ்வாறு செய்த சோதனையின் முடிவுகள், மற்ற அளவறி பகுப்பியல் மூலம் கிடைத்த முடிவுகளுடன் ஒத்திருந்தன.

4. மற்றும் மருத்துவத் துறையிலும் இம் முறை உபயோகமாகிறது. எஃபிட்ரின் போன்ற—NH_2 தொகுதியைப் பெற்ற மருந்துகள் உடலில் நீண்ட நேரம் வினைபுரிய உதவுவது இம் முறையின் தத்துவமே யாகும்.

கன நீர் (Heavy water, D_2O)

ஹைடிரஜனின் ஐசோடோப்பாகிய டியூட்டீரியத்தைப் பெற்ற இச் சேர்மம் 'கனநீர்' என்றும் 'டியூட்டீரியம் ஆக்ஸைடு' என்றும் அழைக்கப்படுகிறது. நீரில் H_2O மூலக்கூறுகளும் D_2O மூலக்கூறுகளும் 6000 : 1 என்னும் விகிதத்தில் காணப்படுகின்றன. எனவே, சாதாரண நீரிலிருந்து D_2O-ஐப் பிரித்தெடுக்க மிகவும் நுட்பமான முறைகள் கையாளப்படுகின்றன.

1. **மின்னாற் பகுத்தல் :** ஐசோடோப்புகள் ஒரே வேதிய வினைகளில் ஈடுபட்டாலும், அவ் வினைகளின் வேகங்கள் ஒன்றாக இருப்பதில்லை. பொதுவாக நிறை அதிகம் பெற்ற ஐசோடோப்பு குறைந்த வேகத்திலும், நிறை குறைவாகப் பெற்ற ஐசோடோப்பு அதிக வேகத்திலும் வினைகளில் ஈடுபடுகின்றன.

சாதாரண நீரை மின்னாற் பகுத்தலுக்கு உட்படுத்தினால் H_2O மூலக்கூறுகள் எளிதிலும், D_2O மூலக்கூறுகள் மெதுவாகவும் சிதைவடைகின்றன. எனவே, எஞ்சியுள்ள மின்னாற் பகுக்கப்படாத நீரில் D_2O-வின் செறிவு அதிகமாகும் என்னும் உண்மையை யூரே (Urey) என்னும் விஞ்ஞானி கண்டறிந்தார். 1933ஆம் ஆண்டு லூயி என்னும் விஞ்ஞானி மிக அதிக அளவு நீரை, அதன் கன அளவு 1/10 c.c. வரும் வரை மின்னாற் பகுத்தலுக்கு உட்படுத்தி, கிடைத்த சிறு அளவு நீர் பெரும்பாலும் D_2O-வாக இருப்பதைக் கண்டார். இம் முறையில் கன நீர் தயாரிக்க மிக அதிக அளவு மின்சாரம் தேவைப்படுவதால், இது மின்சாரம் எளிதிலும் குறைந்த செலவிலும் கிடைக்கக் கூடிய நார்வே போன்ற நாடுகளில் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

மேலே குறிப்பிட்ட மின்னாற் பகுப்பு முறையில் H_2O மட்டுமின்றி D_2Oம் சிதைவடைந்து, கன ஹைடிரஜன் வெளியேறி விடும். மேலும், காரத்தின் முன்னிலையில் நீரின் கன அளவை மிகவும் சிறிய அளவிற்குக் குறைப்பது கடினமாகிறது. (காரம் அல்லது அமிலம் கலந்த நீரே மின்சாரத்தை எளிதில் கடத்தும். தூய நீர் மின்சாரத்தை எளிதில் கடத்தாது என்பதும் மனதிற் கொள்ளவேண்டும்.)

எனவே, நடை முறையில் கீழ்க்காணும் முறை பயன்படுத்தப்படுகிறது. முதலில் 0·5N சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு கரைசல் மின்னாற் பகுக்கப்படுகிறது. இக் கரைசலின் கன அளவு 1/10 பங்காகக் குறைக்கப்பட்டவுடன், கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு வாயுவினால் இக் கரைசல் நடுநிலையாக்கப்படுகிறது. இவ் வினையில் உண்டான கார்பனேட்டை நீக்க நீர் காய்ச்சி வடிக்கப்படுகிறது. இவ்வாறு கிடைத்த நீரில் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு சேர்த்துக் கிடைத்த கரைசலின் திறன் திரும்பவும் 0·5Nஆக ஆக்கப்படுகிறது. இது மறுபடியும் மின்னாற் பகுத்தலுக்கு மேலே குறிப்பிட்டவாறு உட்படுத்தப்படுகிறது. இவ்வாறு பல தடவைகள் செய்த பின் வெளிவரும்

ஹைடிரஜனில் டியூட்டீரியத்தின் செறிவு மிகுந்து கொண்டே வரும். எனவே, வெளிவரும் ஹைடிரஜனை ஆக்ஸிஜனில் எரித்து, கிடைத்த நீரை மின்னாற் பகுக்கப்படும் நீருடன் சேர்க்கிறார்கள். கடைசியில் மிஞ்சியிருப்பது பெரும்பாலும் கன நீராகும்.

வேதிய பரிமாற்ற முறைகள் (Chemical-exchange methods): மேலே கூறப்பட்டது போல் ஒரு தனிமத்தின் ஐசோடோப்பு கள் வேதிய வினை வேகங்களில் மாறுபட்டு இருக்கும். இதற்குக் காரணம் இந்த ஐசோடோப்புகள் பெற்றுள்ள வெவ்வேறு அடிநிலை ஆற்றலும் (zero-point energy), கிளர்வுகொள் (activation energy) ஆற்றலுமேயாகும். ஒரு பொருளின் அடி நிலை ஆற்றல் ஓரளவுக்கு அதன் நிறையைப் பொறுத்து அமைகிறது. ஐசோடோப்புகள் நிறையில் வேறுபடுவதால் அவைகளின் அடிநிலை ஆற்றலும் வேறுபட்டிருக்க வேண்டும்.

நிறையினால் வேதிய வினைகளில் வேறுபட்ட வேகங்களில் ஈடுபடும் இவ் வியற்பாட்டை (phenomena) ஐசோடோப் விளைவு (isotope effect) என்பர். இவ் விளைவு குறிப்பாக லேசான ஐசோடோப்புகளால் பெரும் அளவிற்குத் தோன்றும். இவ் விளைவை நிகழ்த்தும் ஐசோடோப்புகளைப் பிரிக்க வேதிய பரிமாற்ற முறைகள் பயன்படுகின்றன.

ஐசோடோப்புகள் மட்டுமின்றி, இந்த ஐசோடோப்பு களைப் பெற்ற மூலக்கூறுகளும் வெவ்வேறு வேகத்தில் வேதிய வினைகளில் ஈடுபடுகின்றன.

இம் முறையைப் பயன்படுத்தி சாதாரண நீரில் கன நீரின் செறிவை அதிகப்படுத்துகிறார்கள். நீரும், சாதாரண ஹைடிரஜனும் சிறிதளவு கன ஹைடிரஜனைப் பெற்றுள்ளன. சாதாரண ஹைடிரஜனிலுள்ள கன ஹைடிரஜனுக்கும் நீரி லுள்ள ஹைடிரஜனுக்குமுள்ள சமநிலையைக் கீழ்க்காணுமாறு எழுதலாம்.

$$HD + H_2O \rightleftharpoons H_2 + HDO$$

இவ் வினையின் சமநிலை மாறிலி (25°C வெப்பநிலையில்) 3·7 ஆகும். அதாவது,

$$K = \frac{[H_2]\,[HDO]}{[HD]\,[H_2O]} = 3{\cdot}7$$

H_2O, H_2 ஆகியவற்றின் செறிவு மிகவும் அதிகமாக இருப்பதால், அவைகளை மாறிலிகளாகக் கொள்ளலாம். எனவே, [HDO]/[HD]யின் விகிதம் 3·7 ஆக இருக்கும். அதாவது சாதாரண ஹைடிரஜனில் உள்ள கன ஹைடிரஜனின் அளவை விட நீரில் உள்ள கன ஹைடிரஜனின் அளவு 3·7 பங்கு அதிகமாக இருக்கும். ஆகையால், சாதாரண ஹைடிரஜனை நீரில் செலுத்தினால் நீரிலுள்ள டியூட்டீரியத்தின் செறிவு அதிகரிக்கும். ஆனால், இவ் வினை சமநிலையை அடைய அதிக நேரம் ஆகும். இச் சமநிலையை விரைவில் அடைய வினை வேகமாற்றியைப் பயன்படுத்தலாம்.

நடைமுறையில், வினைவேகமாற்றி அடங்கிய கோபுரத்தின் (tower) மேலிருந்து நீரும், கீழிருந்து மேலாக நீராவியும் ஹைடிரஜனும் கலந்த கலவையும் செலுத்தப்படும். மேலே குறிப்பிட்ட வினைப்படி, ஹைடிரஜனிலிருந்து நீராவிக்கு டியூட்டீரியம் பரிமாற்றம் அடைகிறது. இந் நீராவி மேலிருந்து கீழே வரும் நீரினால் குளிர்ச்சியடைந்து கீழ் நோக்கித் தள்ளப்படுகிறது. கோபுரத்தின் கீழே வரும் நீரில் டியூட்டீரியத்தின் செறிவு அதிகமாக இருக்கும். இந் நீர் மின்னாற் பகுக்கப்பட்டு, கிடைக்கும் ஹைடிரஜனை நீராவியுடன் மேலே குறிப்பிட்டவாறு மறுபடியும் கோபுரத்தில் செலுத்துவர். இம் முறையில் குறைந்த செலவில் கன நீர் கிடைக்கிறது.

இந்தத் தத்துவத்தைப் பயன்படுத்தி கனநீரை மட்டுமன்றி மற்றத் தனிமங்களின் ஐசோடோப்புகளையும் (சான்றாக N^{15}, C^{13} முதலியன) பிரித்தெடுக்கின்றனர்.

கன நீரின் பண்புகள் : இயற்பியப் பண்புகளில் சாதாரண நீருக்கும், கன நீருக்கும் அதிக வேறுபாடுகள் காணப்படுகின்றன. கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ள அட்டவணை இவ் விரு சேர்மங்களின் பண்புகளை ஒப்பிடுகிறது.

கரைபொருள்கள் இவ் விரு கரைப்பான்களிலும் வெவ்வேறு அளவுகளில் கரைகின்றன. சான்றாக, சோடியம் குளோரைடின் கரைதிறன் H_2O-ல் அதிகமாகவும், D_2O-ல் குறைவாகவும் உள்ளது.

	பண்புகள்	D_2O	H_2O
1.	20°C வெப்பநிலையில் அடர்த்தி	1·10569	0·9982
2.	உறை வெப்பநிலை	3·8°C	0°C
3.	கொதிநிலை	101·42°C	100°C
	புறப்பரப்பு இழுவிசை 19°C டைன்/செ.மீ.	72·83	73·66
5.	உச்ச அடர்த்தி வெப்பநிலை	11·6°C	4·0°C

பயன்கள்

1. கன நீருடன் ஹைடிரஜன் அயனியைப் பெற்றுள்ள சேர்மத்தைச் சேர்த்தால், அயனி பரிமாற்ற வினை டியூட்டிரியத்திற்கும் ஹைடிரஜனுக்கும் நடக்கிறது. சான்றாக, HCl-ஐ கன நீருடன் சேர்த்தால், டியூட்டிரியம் குளோரைடு கிடைக்கிறது.

$$HCl + H_2O \longrightarrow DCl + HDO$$

அயனியாக இல்லாத ஹைடிரஜனுடன் இவ் வினை நடப்பதில்லை. உதாரணமாக, ஹைபோ பாஸ்ஃபரஸ் அமிலத்தை D_2O-உடன் சேர்த்தால் அம் மூலக்கூறில் (H_3PO_2)-ல் உள்ள ஒரு ஹைடிரஜன் மட்டுமே, டியூட்டிரியத்தால் பதிலீடு செய்யப்படுகிறது.

$$H_3PO_2 + D_2O \longrightarrow H_2DPO_2 + HDO$$

இதிலிருந்து இவ் வமிலத்தின் காரத்துவம் ஒன்று என்று தெளிவாகிறது. எனவே, அயனியுற்ற ஹைடிரஜனையும், அயனியுறாத ஹைடிரஜனையும் வேறுபடுத்திக் காட்டக் கன நீர் உபயோகமாகிறது.

2. அணுக் கருப்பிளவு (nuclear fission) வினைகளை நிகழ்த்தக் குறைந்த வேக நியூட்ரான்கள் தேவைப்படுகின்றன. ஆனால், நியூட்ரான்கள் அணுக்கரு வினைகளில் அவை வேகமாக ஈடுபடுவதால், அவைகளின் வேகத்தைக் குறைப்பது அவசியமாகிறது. அவைகளின் வேகத்தைக் குறைக்க உபயோகப்படும் பொருள்களை மாடரேட்டர்கள் என்கிறோம்.

கன நீர், பாரஃபின், கிராஃபைட் ஆகியவை நியூட்ரானுடன் அணுக்கரு வினைகளில் ஈடுபடாமல் இருப்பதால், அவை மாடரேட்டர்களாக பயன்படுத்தப்படுகின்றன. இவைகளுள் கன நீரே மிகச் சிறந்த மாடரேட்டராகக் கருதப்படுகிறது.

3. அங்கக வேதியியலில் பல வினைகளின் வழிமுறையை (mechanism) அறிய (டியூட்டீரியத்தைக் கொண்டுள்ள) கன நீர் பயன்படுகிறது.

4. பல டியூட்டீரோ சேர்மங்களைத் தயாரிக்கவும் இச் சேர்மம் உபயோகப்படுகிறது. சான்றாக, டியூட்டீரோ சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தையோ டியூட்டீரோ அசிட்டிலீனையோ கீழ்க்காணும் வினைகளில் தயாரிக்கலாம்.

$$D_2O + SO_3 \longrightarrow D_2SO_4$$

$$CaC_2 + 2D_2O \longrightarrow C_2D_2 + Ca(OD)_2$$

5. மேலும் உயிர்வேதியியலில் சுவடு அறியும் பொருளாகக் (tracer) கன நீர் பயன்படுகிறது.

வினாக்கள்

1. கன நீர் எவ்வாறு பெருமளவில் தயாரிக்கப்படுகிறது? இதன் பண்புகளை சாதாரண நீரின் பண்புகளுடன் ஒப்பிடுக. கன நீரின் பயன்கள் யாவை?

2. நீரின் கடினத் தன்மை (hardness of water) என்பது யாது? இது ஏன் நீக்கப்பட வேண்டும்? அயனி பரிமாற்ற முறை கொண்டு கடினத் தன்மை எங்ஙனம் நீக்கப்படுகிறது?

3. சாதாரண நீரை மின்னாற் பகுக்கும்போது, எஞ்சியுள்ள நீரில் D_2O-வின் அடர்வு அதிகரிக்கிறது—விளக்குக.

4. வன்னீர் எம்முறைகளால் மென்னீராக்கப்படுகிறது? கொதிகலன்களிலும், சலவைத் தொழிற்சாலைகளிலும் வன்னீரைப் பயன்படுத்தக் கூடாது. ஏன்?

5. விளக்குக: நீரை மின்னாற் பகுக்கும் போது, எஞ்சியுள்ள நீரின் மூலக்கூறு எடை 18-ஐ விட அதிகமாக உள்ளது.

4. ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு

(Hydrogen Peroxide)

தோற்றம் : ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு ஒரு சேர்மம் என்பதை தெனார்டு (1818) என்னும் விஞ்ஞானி மெய்ப்பித்தார். அவர் பேரியம் பெராக்ஸைடை நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைப்படுத்தி இச் சேர்மத்தைத் தயாரித்தார். சூரிய ஒளியில் உள்ள புற ஊதாக் கதிர்களோ, மற்ற மூலங்களிலிருந்து (sources) பெறப்படும் ஆற்றல் மிக்க கதிர்களோ நீரில் பட்டால் ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

தயாரிக்கும் முறைகள் : 1. வேதியியலில் பல வினைகளில் ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு வினை பொருளாகக் கிடைக்கிறது.

(a) ஹைடிரஜன்-ஆக்ஸிஜன் கலவையைப் புற ஊதாக் கதிர்களைக் கொண்டு தாக்கினால், ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

(b) அங்கக வேதியியலில், ஹைடிரோ கார்பன்கள், கொழுப்பு அமிலங்கள் ஆகியவற்றை ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்வதாலோ, ஓஸோனைடுகளை நீராற் பகுப்பதாலோ, ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

(c) ஹைடிரஜனை ஆக்ஸிஜனில் எரித்து, அச் சுடரை ஐஸ் கட்டிகளின் மீது படும்படி செய்தால் ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

2. **பேரியம் பெராக்ஸைடிலிருந்து :** சோதனைச் சாலையில் பேரியம் பெராக்ஸைடை சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினைப்

படுத்தி ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு பெறப்படுகிறது. இவ் வினைக்குத் தேவைப்படும் பேரியம் பெராக்ஸைடு, பேரியம் ஆக்ஸைடை ஆக்ஸிஜனில் 600°C வெப்பநிலைக்கு உயர்த்து வதால் கிடைக்கிறது. பேரியம் சல்ஃபேட்டு வீழ்படிவாவ தால், தூய ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

$$BaO_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 \downarrow + H_2O_2$$

பேரியம் ஆக்ஸைடின் மேல் பேரியம் சல்ஃபேட்டின் மெல்லிய படிவு ஏற்படுவதால், சிறிது நேரத்தில் வினை நின்று விடுகிறது. எனவே, சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்திற்குப் பதிலாக பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் தற்காலத்தில் உபயோகிக்கப்படுகிறது.

$$3BaO_2 + 2H_3PO_4 \longrightarrow Ba_3(PO_4)_2 + 3H_2O_2$$

சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைப் பயன்படுத்தி வினை முழுவதுமாக நடைபெறச் செய்ய, வினையை கீழ்க்காணுமாறு நிகழ்த்து கிருர்கள். பேரியம் பெராக்ஸைடுடன் மிகக் குளிர்ந்த 1 : 1 நீர்த்த ஹைடிரோ குளோரிக் அமிலம் சேர்க்கப்படுகிறது. இதை வடிகட்டி, கிடைத்த வடிநீருடன் தூய பேரியம் ஹைடிராக்ஸைடு கரைசல் சேர்க்கப்படுகிறது. இப்போது நீரேறிய பேரியம் பெராக்ஸைடு கிடைக்கிறது. இது ஐஸினுல் குளிரவைக்கப்பட்டு சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினைப் படுத்தப்படுகிறது.

$$BaO_2 + 2HCl \longrightarrow BaCl_2 + H_2O_2$$

$$H_2O_2 + Ba(OH)_2 + 6H_2O \longrightarrow BaO_2.8H_2O$$

$$BaO_2.8H_2O + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 \downarrow + H_2O_2 + 8H_2O$$

ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் கொண்டு பெறப்படும் ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு தூயதாகவும், நிலைப்புத் தன்மை அதிகம் பெற்றதாகவும் உள்ளது.

3. **மெர்க் முறை :** சோடியம் பெராக்ஸைடுடன் ஐஸினுல் குளிர்ந்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்ப்பதால், ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

$$Na_2O_2 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O_2$$

4. **மின்பகுப்பு முறை :** மின்கலத்தில் நேர்மின் முனையில் சல்ஃபேட் அயனியை ஆக்ஸிஜனேற்றி கிடைக்கும் பெர்சல்ஃ

பேட் அயனியை நீராற் பகுப்பதால், ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு கிடைக்கிறது. சம அளவில் கலந்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலம்-அம்மோனியம் சல்ஃபேட் கலவை பிளாட்டினம் மின் முனைகளுக்கிடையே 30°C வெப்பநிலையில் மின்னாற் பகுக்கப்படுகிறது. இவ் விரண்டு கரணிகளில் ஏதேனும் ஒன்றை மட்டும் மின்னாற் பகுத்தலுக்கு உட்படுத்துவதால், அதிக அளவு ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு கிடைப்பதில்லை. இவ் வினையில் கீழ்க்காணும் மாற்றங்கள் நிகழ்கின்றன.

$$H_2SO_4 \longrightarrow SO_4^{--} + 2H^+$$

எதிர்மின் முனையில் :

$$2H^+ + 2e \longrightarrow H_2 \uparrow$$

நேர்மின் முனையில் :

$$2SO_4^{--} \xrightarrow{-2e} S_2O_8^{--}$$

(பெர்சல்ஃபேட் அயனி)

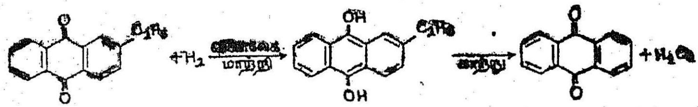
பெர்சல்ஃபேட் அயனியைப் பெற்ற நேர்மின் முனைப் பகுதிக் கரைசல் வெளியேற்றப்பட்டு, 60°C வெப்பநிலைக்கு வெப்பப் படுத்தப்பட்டு நீராற் பகுக்கப்படுகிறது. இவ் வினையில் ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

$$S_2O_8^{--} + 2H^+ + 2H_2O \longrightarrow 2H_2SO_4 + H_2O_2$$

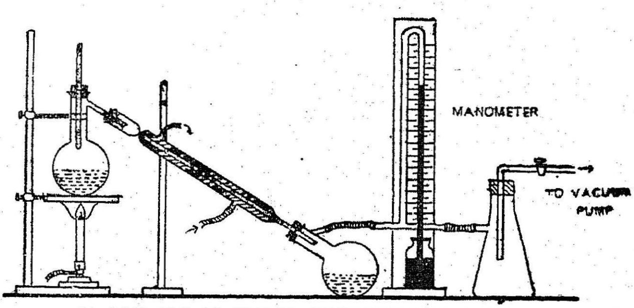
இவ்வாறு கிடைத்த ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு, குறைந்த அழுத்தத்தில் 70°C வெப்பநிலையில் காய்ச்சி வடித்து, பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. ஆவியாகாத சல்ஃப்யூரிக் அமிலமும், அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டும் மீண்டும் மின்கலத்திற்கு மாற்றப்படுகிறது.

5. 2-ஈத்தைல் ஆந்த்ரக்விநோன் சேர்மத்திலிருந்து : தற்காலத்தில் பெருமளவில் ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடைத் தயாரிக்க இம் முறை உபயோகப்படுகிறது. 2-ஈத்தைல் ஆந்த்ரக்விநோன் என்னும் கரிமச் சேர்மம் பல்லேடியம் வினைவேகமாற்றியின் முன்னிலையில் ஹைடிரஜனால் ஒடுக்கம் செய்யப்பட்டு, 2-ஈத்தைல் ஆந்த்ரக்விநால் ஆக மாற்றம் அடைகிறது. இச் சேர்மம் காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் வினைபட்டு

ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடையும், திரும்பவும் 2-ஈத்தைல் ஆந்த்ரக்விநோன் சேர்மத்தையும் கொடுக்கிறது.



ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடை அடர்ப்பித்தல் : செறிவு மிகுந்த ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு வெடித்துச் சிதைவடையும் தன்மையுடையதால் அது 99·5% தூய அலுமினிய கலங்களில் சேகரிக்கப்படுகிறது. இக் கலத்தில் சேகரிக்கப்பட்ட ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு பல நாள்களுக்குச் சிதைவடைவதில்லை.



CONCENTRATION OF HYDROGEN PEROXIDE BY DISTILLATION UNDER REDUCED PRESSURE

படம் 5

ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடை அடர்ப்பிக்கப் பல முறைகள் கையாளப்படுகின்றன. பிளாட்டினக் கலங்களில் குறைந்த அழுத்தத்தில் 70°Cக்கு வெப்பப்படுத்துவதால், வெப்பப்படுத்தி ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடைச் செறிவு படுத்தலாம். அல்லது நீர்த்த ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு கரைசலைக் குளிர்ச்சி செய்வதால் நீர் பனிக்கட்டியாக மாறுகிறது. எஞ்சியுள்ள கரைசலில் ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடின் செறிவு அதிகமாக இருக்கும்.

சாதாரண அழுத்த நிலையில் ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடை சூடு செய்தால் அது சிதைவடைகிறது. ஆனால் குறைந்த அழுத்தத்தில் காய்ச்சி வடித்தால் அது சிதைவடைவதில்லை,

15 m.m. அழுத்தத்தில், 76°C வெப்பநிலையில் காய்ச்சி வடித்தலை நிகழ்த்தினுல் செறிவு மிகுந்த ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடுத் கிடைக்கும். இக் கரைசலில், திட கார்பன்–டை–ஆக்ஸைடைப் பயன்படுத்தி கிடைக்கும் உறைந்த ஹைடிரஜன் பெராக் ஸைடைச் சிறிது சேர்ப்பதால், கரைசலில் உள்ள ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு முழுவதும் ஊசி வடிவப் படிகங்களாக 100% தூய நிலையில் படியும்.

ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடின் அடர்வைக் குறிப்பிடுதல் : தூய ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடிற்கு நிலைப்புத் தன்மை அதிகம் இல்லாது இருப்பதால், அதன் செறிவை, மற்ற கரைசல்களுக்கு உபயோகப்படும் அலகுகளினுல் குறிப்பிடுவதில்லை. ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடின் கரைசல் சிதைவடைவதால், எவ்வளவு கன அளவுள்ள ஆக்ஸிஜன் வெளிப்படுத்தப்படுகிறது என்பதைப் பொறுத்து அக் கரைசலின் திறனும் குறிப்பிடப்படுகிறது.

$$2H_2O_2 \longrightarrow 2H_2O + O_2$$

சான்ருக, ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடின் '20-கன அளவு' கரைசல் எனக் குறிப்பிட்டால் அதில் 1 c.c. சிதைவடைந்து, தி. வெ. அ. நிலையில் 20 c.c. ஆக்ஸிஜனைக் கொடுக்கும்.

'20-கன அளவு' கரைசலின் திறனை நார்மாலிடி அலகிலோ, கிராம்/லிட்டர் அலகிலோ கீழ்க்காணுமாறு கணக்கிடலாம்.

மேலே குறிப்பிட்ட சமன்பாட்டின்படி (2 × 34) கி. ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு தி. வெ. அ. நிலையில் 22,400 c.c. ஆக்ஸிஜனைக் கொடுக்க வேண்டும். அல்லது 1 கி. ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு 22,400/68 கி. = 329 c.c. (தி.வெ.அ.) ஆக்ஸிஜனைக் கொடுக்க வேண்டும்.

'20-கன அளவு' கரைசலில் 1 லிட்டர் சிதைவடைந்தால் 20 லிட்டர் (20,000 c.c.) ஆக்ஸிஜன் (தி.வெ.அ.) கிடைக்கும். எனவே, 1 லிட்டர் கரைசலில் 20,000/329 கி. ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு கரைந்திருக்க வேண்டும். எனவே, இக் கரைசலின் திறன் = 60·79 கி./லிட். = 60·79/17 = 3·57N.

இயற்பியப் பண்புகள் : தூய ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு ஒரு நிறமற்ற, எண்ணெய் போன்ற திரவமாகும். இதன் ஒப்பு

அடர்த்தி 1·64. இதன் உறைநிலை —1·7°C ஆகும். நீர்த்த கரைசலில் இது நிலையானது. மாங்கனீஸ்-டை-ஆக்ஸைடு, பிளாட்டினம் போன்ற வினைவேகமாற்றிகளின் முன்னிலையில் இது எளிதில் சிதைவடைகிறது. ஆனால் அமிலம், ஆல்கஹால், கிளிசரால் போன்றவை ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு சிதைவடைவதைத் தடுக்கிறது.

வேதியப் பண்புகள் : *1.* அடர் ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடில் சிறிதளவு தூசிபோன்ற மாசுகள் இருந்தாலும், அது நீராகவும், ஆக்ஸிஜனாகவும் சிதைவடைகிறது.

$$2H_2O_2 \longrightarrow 2H_2O + O_2$$

இவ் வினை பிளாட்டினம், மாங்கனீஸ்-டை-ஆக்ஸைடு போன்ற வினைவேகமாற்றிகளின் முன்னிலையில் விரைவாக நடக்கிறது.

2. ஒவ்வொரு ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு மூலக்கூறும் சிதைவடைந்து ஒரு ஆக்ஸிஜன் அணுவைக் கொடுக்கிறது. இது பல ஆக்ஸிஜனேற்ற வினைகளை நிகழ்த்தப் பயன்படுகிறது. எனவே, இச் சேர்மம் ஒரு வீரிய ஆக்ஸிஜனேற்றியாகும்.

$$H_2O_2 \longrightarrow H_2O + (O)$$

(a) சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் முன்னிலையில் ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டை ஃபெர்ரிக் சல்ஃபேட்டாக மாற்றுகிறது.

$$2FeSO_4 + H_2SO_4 + H_2O_2 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2H_2O$$

(b) கருப்பு நிற லெட் சல்ஃபைடை வெண்மை நிற லெட் சல்ஃபேட்டாக மாற்றுகிறது.

$$PbS + 4H_2O_2 \longrightarrow PbSO_4 + 4H_2O$$

(c) பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலிலிருந்து அயோடினை வெளியேற்றுகிறது.

$$2KI + H_2O_2 \longrightarrow 2KOH + I_2$$

(d) ஆர்சினைட்டுகளை ஆர்சினேட்டுகளாகவும், சல்ஃப்யூரஸ் அமிலத்தை சல்ஃப்யூரிக் அமிலமாகவும், ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது.

$$Na_3AsO_3 + H_2O_2 \longrightarrow Na_3AsO_4 + H_2O$$

$$H_2SO_3 + H_2O_2 \longrightarrow H_2SO_4 + H_2O$$

(e) ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட் முன்னிலையில், பென்சீனை ஃபீனாலாக மாற்றுகிறது.

$$C_6H_6 + H_2O_2 \longrightarrow C_6H_5OH + H_2O$$

(f) அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் ஃபெர்ரோ சயனைடுடன் ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடைச் சேர்த்தால், பொட்டாசியம் ஃபெர்ரிசயனைடு உண்டாகிறது.

$$2K_4Fe(CN)_6 + H_2SO_4 + H_2O_2 \longrightarrow 2K_3Fe(CN)_6 + K_2SO_4 + 2H_2O$$

காரக் கரைசல்களில் இதற்கு நேர்மாறான வினை நிகழ்கிறது.

(g) அமிலக் கரைசலில் குரோமேட்டுகளை ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடுடன் வினைபடுத்தினால், பளபளப்பான நீல நிற குரோமியம் பெராக்ஸைடு என்னும் சேர்மம் (CrO_5) கிடைக்கிறது. இதேபோல் டைட்டானிக் சல்ஃபேட்டைச் சேர்த்தால், மஞ்சள் நிற டைட்டானியம் ட்ரையாக்ஸைடு (TiO_3) என்னும் சேர்மம் கிடைக்கிறது. இவ் வினைகள் ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடைக் கண்டறியப் பயன்படுகிறது.

3. **ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்க வினைகள்:** சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றிகளுடன் ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு ஒரு ஆக்ஸிஜன் குறைப்பானாகச் செயல்படுகிறது. ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு சிதைவடைந்து ஒரு ஆக்ஸிஜன் அணுவைக் கொடுக்கிறது. ஆக்ஸிஜனேற்றிகளுடன் செயல்பட்டு, இவ் வாக்ஸிஜன் அணு மூலக்கூறாக மாறுகிறது.

$$H_2O_2 \longrightarrow H_2O + (O)$$

$$(O) + (O) \longrightarrow O_2$$

(a) அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடினால் நிறமற்ற மாங்கனீஸ் சல்ஃபேட்டாகக் குறைக்கப்படுகிறது.

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5H_2O_2 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O + 5O_2 \uparrow$$

(b) சில்வர் ஆக்ஸைடை, சில்வர் உலோகமாக ஒடுக்குகிறது.

$$Ag_2O + H_2O_2 \longrightarrow 2Ag + H_2O + O_2 \uparrow$$

(c) குளோரினும், புரோமினும் முறையே ஹைடிரஜன் குளோரைடாகவும், ஹைடிரஜன் புரோமைடாகவும் ஒடுக்கப்படுகின்றன.

$$Cl_2 + H_2O_2 \longrightarrow 2HCl + O_2$$

$$Br_2 + H_2O_2 \longrightarrow 2HBr + O_2$$

(d) காரக் கரைசலில் பொட்டாசியம் ஃபெர்ரிசயனைடு, ஃபெர்ரோசயனைடாக ஒடுக்கப்படுகிறது.

$$2K_3Fe(CN)_6 + 2KOH + H_2O_2 \longrightarrow 2K_4Fe(CN)_6 + 2H_2O + O_2 \uparrow$$

(e) ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடினால், சோடியம் ஹைபோகுளோரைட் சோடியம் குளோரைடாக மாற்றப்படுகிறது.

$$NaClO + H_2O_2 \longrightarrow NaCl + H_2O + O_2 \uparrow$$

(f) அமிலம் கலந்த நிலையில் மாங்கனீஸ்-டை-ஆக்ஸைடு மாங்கனீஸ் அயனியாக ஒடுக்கப்படுகிறது.

$$MnO_2 + H_2SO_4 + H_2O_2 \longrightarrow MnSO_4 + 2H_2O + O_2$$

இது போலவே, லெட்-டை-ஆக்ஸைடு, பிளம்பஸ் அயனியாக (Pb^{++}) ஒடுக்கப்படுகிறது.

மேற்கண்ட எல்லா ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்க வினைகளிலும், ஆக்ஸிஜன் வாயு வெளிவருவதைக் காண்க.

4. **அமிலத் தன்மை:** தூய ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு நீல லிட்மஸ் கரைசலைச் சிவப்பாக மாற்றுகிறது. ஆனால் நீர்த்த ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு கரைசல் இம் மாற்றத்தை நிகழ்த்துவதில்லை. செறிவு மிகுந்த ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடுடன் சோடியம் கார்பனேட் கரைசலைச் சேர்ப்பதால், கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு வாயு வெளிவருகிறது. சோடியம் பெராக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$H_2O_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow Na_2O_2 + H_2O + CO_2$$

பேரியம் ஹைடிராக்ஸைடுடன் ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு வினைபுரிந்து பேரியம் பெராக்ஸைடை வீழ்படியச் செய்கிறது.

$$Ba(OH)_2 + H_2O_2 \longrightarrow BaO_2 \downarrow + 2H_2O$$

ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடைக் கண்டறியும் சோதனைகள்

1. டைட்டானியம் சல்ஃபேட்டை மஞ்சள் நிற டைட்டானியம் ட்ரையாக்ஸைடாக மாற்றுகிறது.

2. ஈத்தர் கலந்த ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடுடன் சிறிதளவு பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் கலந்து குலுக்கினால், சிறிது நேரத்தில் ஈத்தர் நீல நிறமாகிறது.

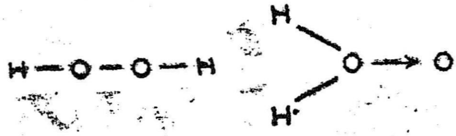
ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடின் எடையறிதல் : 1. அளவு தெரிந்த ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு கரைசல், அமிலத்தின் முன்னிலையில் அதிக அளவு பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலுடன் சேர்க்கப்படுகிறது. வெளியேற்றப்பட்ட அயோடின், சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டின் அளவறி கரைசலுடன் (tandard solution). ஸ்டார்ச்சு நிறம் காட்டியைப் (indicator) பயன்படுத்தி தரம் பார்க்கப்படுகிறது. இதிலிருந்து ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு அளவிடப்படுகிறது.

2. மாறாக, அமிலம் கலந்த ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடுடன் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் (அளவறி) கரைசலை நேராகத் தரம் பார்த்து எடை அறியப்படுகிறது.

அமைப்பு : விக்டர் மேயர் சோதனைமூலம், ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடின் மூலக்கூறு எடை 34 எனக் கண்டறியப் பட்டது. ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடின் 17 பகுதி, 8 பகுதி ஆக்ஸிஜனையும் 9 பகுதி நீரையும் கொடுப்பதாக சோதனைகள் மூலம் கண்டறியப்பட்டன. இம் முடிவுகள், இச் சேர்மத்தின் முற்றுரு வாய்பாடு HO எனவும், மூலக்கூறு வாய்பாடு H_2O_2 எனவும் காட்டுகின்றன.

ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு, ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறு ஒடுக்கமடைந்தோ, அல்லது நீர் ஆக்ஸிஜனேற்றமடைந்தோ உண்டாவதாகக் கொள்ளலாம். இவைகளின் அடிப்படையில் இச் சேர்மத்திற்கு இரண்டு அமைப்புகள் கொடுக்கலாம்.

அமைப்பு (2)ல், எளிதில் வெளியுறும் ஆக்ஸிஜன் அணு இருப்பதால், ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடின் ஆக்ஸிஜனேற்றப்



(1) (2)

பண்புகளை இவ் வமைப்பு விளக்குகிறது. மேலும் இவ் வமைப்பு இச் சேர்மத்தின் வலுக் குறைந்த அமிலப் பண்புகளை (weak acidic properties) விளக்குகிறது.

ஆனால், ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடின் பல பண்புகளும், பல இயற்பியச் சோதனைகளின் முடிவுகளும், அமைப்பு (1) தான் சரியானது என்று விளக்குகின்றன. இதற்கான சான்றுகளாவன:

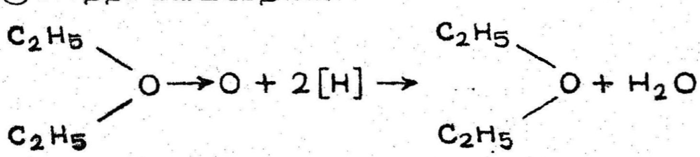
1. இதில் இரண்டு அமில ஹைடிரஜன் அணுக்கள் இருப்பதால், இச் சேர்மம் இரண்டு மாதிரியான உப்புகளைக் கொடுக்கிறது. Na—O—O—H, Na—O—O—Na.

2. இச் சேர்மத்தை டைஈத்தைல் சல்ஃபேட்டுடன் வினைக்குட்படுத்தினால், டைஈத்தல் பெராக்ஸைடு கிடைக்கிறது. இச் சேர்மத்தை சிங்க், அசிட்டிக் அமிலத்துடன் ஒடுக்கம் செய்தால், எதில் ஆல்கஹால் கிடைக்கிறது. டைஹைட்ராக்சில் அமைப்பே (1) இவ் வினையை விளக்குகிறது.

$$H—O—O—H + (C_2H_5)_2SO_4 \longrightarrow C_2H_5—O—O—C_2H_5 + H_2SO_4$$

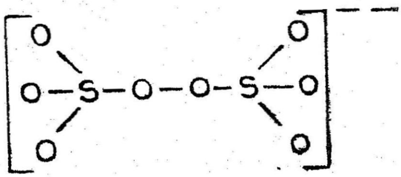
$$C_2H_5—O—O—C_2H_5 + 2[H] \longrightarrow 2C_2H_5OH$$

மாறாக அமைப்பு (2) சரியானதாக இருந்தால், இவ் வினையின் போது ஈத்தர் வினை பொருளாகக் கிடைத்திருக்கும். ஆனால் ஈத்தர் கிடைப்பதில்லை.

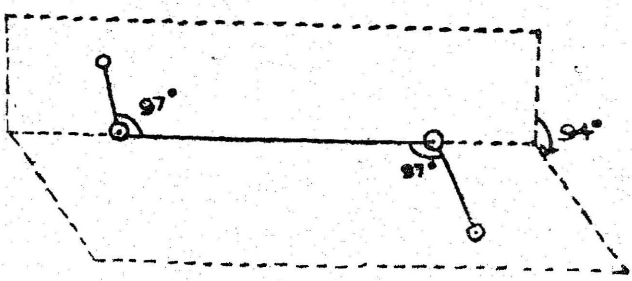


மேலும் X-கதிர் விளிம்பு வளைவுச் சோதனைகளும், இச் சேர்மத்திற்கு அமைப்பு (1) தான் சரியானது என்று ஐயப்

பாடின்றி நிருபிக்கின்றன. மேலும் ஹைடிரஜன் சல்ஃபேட்டின் பெறுதியான பெர்சல்ஃபேட் அயனியின் அமைப்பை, X-கதிர்கள் ஆய்வுகள் மூலம், கீழ்க்காணுமாறு தெளிவாக அறிகிரோம்.



ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடின் உருவ அமைப்பு (configuration) கீழ்க்காணுமாறு குறிக்கப்படுகிறது. திறந்த புத்தகத்தின் மேலுள்ளது போல் உள்ளது.



படம் 6

பயன்கள்

இறகுகள், சில்க் துணிகள், மரக்கூழ் ஆகியவற்றை வெளுக்க ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு பயன்படுகிறது. பற்பசைகளில் நச்சுக் கொல்லியாக (antiseptic) இச் சேர்மம் பயன்படுத்தப்படுகிறது. ராக்கெட்டிலும், நீர் மூழ்கிக் கப்பல்களிலும் இது எரிபொருளாகப் பயன்படுகிறது. சாயத் தொழிலிலும் போட்டோ தொழிற்சாலைகளிலும் இது ஒரு ஆக்ஸிஜனேற்றியாக உபயோகப்படுகிறது. அங்கக வேதியியலில் ஈபாக்ஸி சேர்மங்கள், பெராக்ஸி சேர்மங்கள் தயாரிக்கவும், ஆக்ஸிஜனேற்றியாகவும் (சான்ருக, ஃபென்டன் கரணி, Fenton's reagent) பல படியாக்கல் (polymerisation) வினைகளில் வினை வேகமாற்றியாகவும் உபயோகப்படுகிறது.

வினுக்கள்

1. ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? எவ்வாறு அடர்ப்பிக்கப்படுகிறது? அது ஆக்ஸிஜனேற்றியாகவும், ஒடுக்கியாகவும் வினைப்படுகிறது என்பதை உதாரணங்களுடன் விளக்குக. இதன் அமைப்பைப் பற்றி குறிப்பு வரைக.

2. ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடின் செறிவு எவ்வாறு கூறப்படுகிறது? '10 கனஅளவு' ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு என்ருல் என்ன?

3. ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு மற்றும் ஓஸோன் இவற்றின் ஆக்ஸிஜனேற்ற வினைகளில் எவ்வாறு வேறுபடுகின்றன?

4. (i) 4N ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு கரைசலை 'கன அளவு' அலகில் குறிப்பிடுக. (ii) 'கன அளவு' கரைசலின் செறிவை நார்மலிட்டி அளவில் குறிப்பிடுக.

5. 750 m.m. அழுத்தத்திலும், 30°C வெப்பநிலையிலும் 1000 c.c. ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடைப் பெற, எத்தனை கன அளவு '10 கன அளவு' ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு சிதைக்கப்பட வேண்டும்?

6. ஓஸோன், ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு ஆகியவற்றின் அமைப்பைப் பற்றி குறிப்பு வரைக.

5. ஓஸோன்

(Ozone)

காற்றில் மின்சாரம் பாய்ச்சும்போது சிறிதளவு ஓஸோன் (O_3) உண்டாகிறது என்பதை வான் மாறம் (Van Marum) என்னும் விஞ்ஞானி கண்டறிந்தார். புற ஊதாக் கதிர்களேயோ ரேடியத்திலிருந்து வெளிவரும் கதிர்களேயோ காற்றில் அல்லது ஆக்ஸிஜனில் செலுத்துவதாலும் இவ் வாயு உண்டாகிறது. அமிலம் கலந்த நீர் மின்னுற் பகுக்கப்படும்போதும் பல வேதியவினைகளிலும், ஃப்ளூரின் நீருடன் வினைப்படும் போதும் ஓஸோன் வாயு உண்டாகிறது. புற ஊதாக் கதிர்களால் உண்டாக்கப்பட்ட ஓஸோன், வளி மண்டலத்தின் மேற்பகுதியில் உள்ளதாக நிறநிரல் சோதனைகள் நிரூபிக்கின்றன.

தயாரிக்கும் முறைகள்

ஓஸோன் வாயு பெரும்பாலும் ஆக்ஸிஜனிலிருந்தே தயாரிக்கப்படுகிறது.

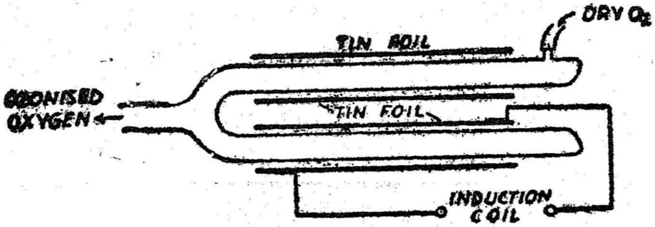
$$3O_2 \rightleftharpoons 2O_3 \qquad \Delta H = +\ 68{,}000\ \text{Cal.}$$

இது ஒரு வெப்பம் உட்கொள் (endothermic) வினையாகும். லீசாடிலியர் தத்துவத்தின்படி வெப்பம் அதிகமாக அதிகமாக ஓஸோனும் எளிதில் உண்டாக வேண்டும். ஆனல், நடைமுறையில், அதிக வெப்பநிலையில் தயாரிக்கப்பட்ட ஓஸோனை அறையின் வெப்பநிலைக்குக் குளிர்விக்கும்போது, அது சிதைவடைந்து ஆக்ஸிஜனுக மாறுகிறது.

எனவே, ஆக்ஸிஜனினுள் ஒலியற்ற மின்பாய்ச்சலினுல் (ilent electric discharge), ஓஸோனைத் தயாரிக்கிருர்கள். இவ்

வினையை நிகழ்த்த இரண்டு விதமான ஓஸோன் ஆக்கும் கலங்களைப் (ozoniser) பயன்படுத்துகிருர்கள்.

(1) **ஸீமன் ஓஸோனைசர் (Siemen's ozoniser):** இக் கலத்தின் படம் கீழே காட்டப்பட்டுள்ளது. இதில்

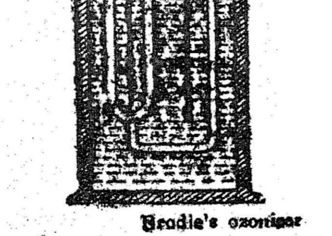


Siemen's ozoniser.

படம் 7

இரண்டு ஒரு மைய (co-axial) கண்ணுடிக் குழாய்கள் உருக்கிப் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன. இதில் வெளிக் குழாயின் வெளிப்புறமும், உட்குழாயின் உட்புறமும் டின் முலாம் பூசப்பட்டுள்ளன. டின் பூசப்பட்ட இடங்கள் ஒரு தூண்டுச் சுருளுடன் இணைக்கப்பட்டுள்ளன. இக் குழாயினுள் குளிர்ந்த நிலையில் நீரற்ற உலர்ந்த ஆக்ஸிஜன் செலுத்தப்படுகிறது. இக் குழாயினுள் சென்று வெளிவரும் ஆக்ஸிஜன் ஒலியற்ற மின் பாய்ச்சலுக்கு உட்படுத்தப்படுகிறது. இதனுல் சிறிது அளவு ஆக்ஸிஜன் ஓஸோனுக மாற்ற மடைந்திருக்கும்.

(2) **பிராடி ஓஸோனைசர் (Brodie's ozonizer):** ஸீமன்



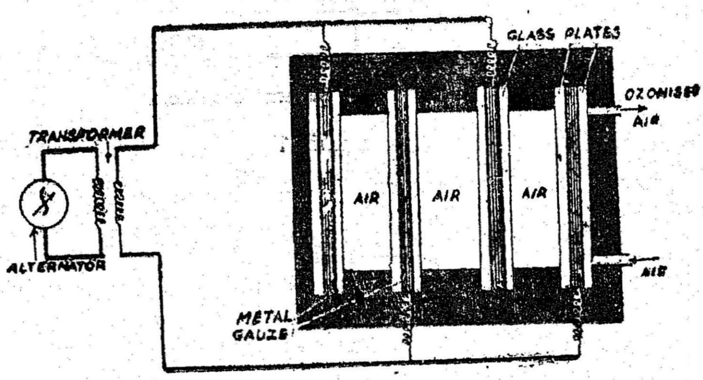
Brodie's ozoniser

படம் 8

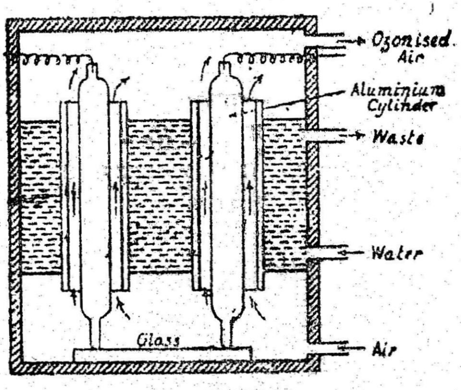
ஓஸோனைசரில் கடத்தும் ஊடகமாக டின்உலோகம் பயன்

பட்டது போல், பிராடி ஓஸோனைசரில் சல்ஃப்யூரிக் அமிலமோ அல்லது காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசலோ பயன்படுத்தப்படு கிறது. படத்தில் காட்டியபடி, குழாயின் வழியாக ஆக்ஸிஜன் செலுத்தப்படுகிறது. வெளிவரும் ஆக்ஸிஜனில் ஓஸோன் கலந்திருக்கும். இச் சாதனத்தைப் பயன்படுத்தி 25% ஓஸோன் கலந்த ஆக்ஸிஜனை அடையலாம்.

(3) **தொழிற்சாலை முறை :** இம் முறையிலும், ஸீமன் ஓஸோனைசர் சாதனத்தின் தத்துவமே பயன்படுகிறது. படத்தில் காட்டியதுபோல் கண்ணாடித் தகடுகளிடையே



படம் 9



Siemen-Halske ozoniser.

படம் 9-A

வைக்கப்பட்ட அலுமினிய உலோகக் கம்பிகளிடையே ஒலி ஏற்படாவண்ணம் மின்சாரம் செலுத்தப்படுகிறது. பல

உலோகக் கம்பி வலைகள் செங்குத்தாக வைக்கப்பட்டிருக்கும். இச் சாதனத்தைப் பயன்படுத்தி அதிக அளவில் ஓஸோன் தயாரிக்கப்படுகிறது.

4. ஆக்ஸிஜனினுள் புற ஊதாக் கதிர்களை செலுத்துவதால், சிறிதளவு ஓஸோன் கிடைக்கிறது என்பது மெய்ப்பிக்கப்பட்டுள்ளது. புற ஊதாக் கதிர்கள், ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறுகளை சிதைவடையச் (photo chemical decomposition) செய்வதால், ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் கிடைக்கின்றன.

$$O_2 \rightleftharpoons 2O$$

இவ் வணுக்கள் ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறுகளை மோதும்போது, ஓஸோன் உண்டாகிறது.

$$O_2 + O \rightleftharpoons O_3 + 24 \text{ K. Cal.}$$

5. பெர்க்குளோரிக் அமில-நீர்க் கலவையை 50°C வெப்ப நிலையில் அழுத்தம் மிக்க மின் ஓட்டம் கொண்டு, மின்னாற் பகுத்தால், நேர்மின் முனையில் 20% ஓஸோன் கலந்த ஆக்ஸிஜன் கிடைக்கிறது.

6. மிகக் குறைந்த வெப்பநிலையில் ஃபுளூரின் வாயு நீருடன் வினைபட்டு ஓஸோனைக் கொடுக்கிறது.

$$3H_2O + 3F_2 \longrightarrow 6HF + O_3$$

பண்புகள்

இயற்பியப் பண்புகள்: ஓஸோன் நீல நிறமுடைய, நெடியுடைய வாயு. ஆக்ஸிஜனைவிட நீரில் அதிகமாகக் கரைகிறது. ஓஸோன் கலந்த ஆக்ஸிஜனை திரவக் காற்றினால் குளிரவைத்தால், ஓஸோன் பிரகாசமான நீல நிற திரவமாகக் கிடைக்கிறது. திரவ ஓஸோனின் கொதி நிலை 120°C. ஓஸோனின் வெப்பநிலையை அதிகரித்தால் அது வெடி சப்தத்துடன் சிதைவடைந்து ஆக்ஸிஜனாக மாறுகிறது. கரிமச் சேர்மங்களும் வினை வேகமாற்றியாகச் செயல்பட்டு, ஓஸோனை ஆக்ஸிஜனாக மாற்றுகின்றன.

வேதியப் பண்புகள்: ஓஸோன் நிலையற்ற தன்மையுடையது. 300°C வெப்ப நிலையில், வெப்பத்தை வெளியிட்டு ஆக்ஸிஜனாக சிதைவடைகிறது.

$$2O_3 \rightleftharpoons 3O_2 + 68\ K.\ Cal$$

இது சிதைவடையும் போது ஒரு ஆக்ஸிஜன் அணுவை வெளியேற்றுவதால், ஓஸோன் பல ஆக்ஸிஜனேற்ற வினைகளில் ஈடுபடுகிறது.

$$O_3 \longrightarrow O_2 + [O]$$

(i) கருப்பு நிற லெட் சல்ஃபைடை, வெண்மை நிற லெட் சல்ஃபேட்டாக ஆக்ஸிஜனேற்ற மடையச் செய்கிறது.

$$PbS + 4O_3 \longrightarrow PbSO_4 + 4O_2$$

(ii) பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலிலிருந்து அயோடினை வெளியேற்றுகிறது.

$$2KI + O_3 + H_2O \longrightarrow 2KOH + O_2 + I_2$$

(iii) ஈரமான அயோடினை, அயோடிக் அமிலமாகவும் சல்ஃபர்-டை-ஆக்ஸைடை சல்ஃபர்-டை-ஆக்ஸைடாகவும், ஹைடிரஜன் ஹாலைடுகளை ஹாலஜன்களாகவும், ஃபெர்ரஸ் அயனியை ஃபெர்ரிக் அயனியாகவும், ஸ்டான்னஸ் குளோரைடை ஸ்டான்னிக் குளோரேட்டாகவும் ஆக்ஸிஜனேற்ற மடையச் செய்கிறது.

$$I_2 + 5O_3 + H_2O \longrightarrow HIO_3 + 5O_2$$

$$3SO_2 + O_3 \longrightarrow 3SO_3$$

$$2HX + O_3 \longrightarrow H_2O + X_2 + O_2$$

[X = Cl அல்லது Br]

$$2FeSO_4 + H_2SO_4 + O_3 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O + O_2$$

$$3SnCl_2 + 6HCl + O_3 \longrightarrow 3SnCl + 3H_2O$$

$$2K_4Fe(CN)_6 + O_3 + H_2O \longrightarrow 2K_3Fe(CN)_6 + 2KOH + O_2$$

(iv) பெராக்ஸைடுகளுடன் ஓஸோன் வினைபட்டு ஆக்ஸிஜனாக ஒடுக்கமடைகிறது.

$$H_2O_2 + O_3 \longrightarrow H_2O + 2O_2$$

$$BaO_2 + O_3 \longrightarrow BaO + 2O_2$$

(v) கண்ணாடித் தளத்தில் வைக்கப்பட்ட மெர்க்குரியுடன் ஓஸோன் வினைபடும்போது, மெர்க்குரியின் பிறைத்தளம் அழிந்து, அது கண்ணாடியுடன் ஒட்டிக் கொண்டு விடுகிறது. இது மெர்க்குரியின் மேலீடான ஆக்ஸிஜனேற்றத்தினாலேயாகும்.

(vi) அபூரித கரிமச் சேர்மங்கள் ஓஸோனுடன் சேர்க்கை வினையில் ஈடுபடுகின்றன. உண்டாகும் சேர்மங்கள் ஓஸோனைடுகள் எனப்படுகின்றன. ஓஸோனைடுகளை நீராற்பகுக்கும் போது, ஆல்டிஹைடுகளோ, கீட்டோன்களோ கிடைக்கின்றன.

$$\begin{matrix} CH_2 \\ \| \\ CH_2 \end{matrix} + O_3 \longrightarrow O \left\langle \begin{matrix} CH_2 - O \\ \quad\ | \\ CH_2 - O \end{matrix} \right. \xrightarrow{H_2O} 2CH_2O + H_2O_2$$

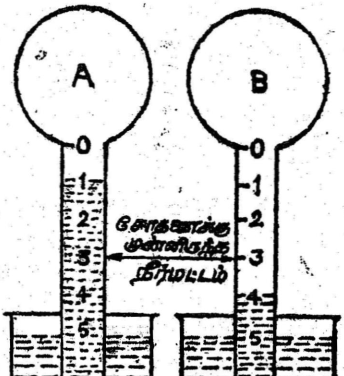
ஓர் இரட்டைப் பிணைப்புள்ள அபூரித மூலக்கூறில் இரட்டைப் பிணைப்பு இருக்கும் இடத்தை அறிய இவ் வினை பயன்படுவதால். கரிம வேதியியலில் இவ் வினை முக்கியத்துவம் வாய்ந்ததாகும். டர்பன்டைன் ஓர் அபூரிதச் சேர்மமாகும். எனவே, ஓஸோன் கலந்த ஆக்ஸிஜனை டர்பன்டைனுள் செலுத்தினால், ஓஸோன் மட்டும் கரைகிறது. ஓஸோனை ஆக்ஸிஜனிலிருந்து பிரிக்க இம் முறை பயன்படுகிறது.

ரப்பர் ஓர் அபூரிதச் சேர்மமாகையால், ஓஸோனை ரப்பர் குழாய்களின் வழியாகச் செலுத்துதல் கூடாது. ரப்பர் அழிவதுடன் மட்டுமின்றி, ஓஸோனும் சிதைவடையும்.

ஓஸோனைக் கண்டறியும் சோதனைகள்: (1) ஓஸோன் வாயு தனக்கே உரிய நெடியுடையது. (2) பொட்டாசியம் அயோடைடு—ஸ்டார்ச்சு கரைசலில் நனைத்த வடிதாளை நீலமாக மாற்றுகிறது. (ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடும் இவ் வண்ணமே செயல்படுகிறது.) (3) மெர்க்குரியுடன் வினைபடும் போது, மெர்க்குரி தன் பாய்தன்மையை (fluidity) இழக்கிறது. (4) டெட்ராமீத்தைல் காரத்துடன் (டெட்ராமீத்தைல் p-p'-டை அம்மீனோ டைஃபீனைல் மீத்தேன்) வினைபட்டு, அக்கரணியை செங்கரு நீலமாக (violet) மாற்றுகிறது. (5) பென்சிடினில் கரைத்த வடிதாளை பழுப்பு நிறமாக்குகிறது. (4), (5)ஆம் சோதனைகள் ஓஸோனை ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடிலிருந்து வேறுபடுத்திக் காட்டுகின்றன.

பயன்கள் : குடி நீரை சுத்தப்படுத்தும் போது ஓஸோன் ஒரு கிருமி நாசினியாகப் பயன்படுகிறது. ஜன நெருக்கம் உள்ள நகரங்கள், பூமிக்கு அடியில் செல்லும் ரயில் பாதைகள் ஆகிய இடங்களில் உள்ள காற்றை தூய்மைப்படுத்த ஓஸோன் உபயோகிக்கப்படுகிறது. மென்மையான துணிகளை வெளுக்கவும், கரிமச் சேர்மங்களில் உள்ள இரட்டைப் பிணைப்புகளைக் கண்டறியவும், ஓஸோனைடுகள் தயாரிக்கவும் ஓஸோன் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

ஓஸோனின் வாய்பாடும், அமைப்பும் : தூய்மையான ஓஸோனைத் தயாரிப்பது கடினமாகையால், அதன் வாய்பாடைக் கண்டறிய சோரட் என்பவர் கீழ்க்காணும் சோதனையை நிகழ்த்தினர். அளவு கோடிட்ட நீண்ட கழுத்துக்களைக் கொண்ட இரண்டு குடுவைகளில், ஒரே ஓஸோன் கலந்த ஆக்ஸிஜனை சம அளவில் எடுத்துக்கொண்டு, அவை நீரினுள் தலை கீழாகக் கவிழ்க்கப்பட்டன. இது படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளது. இப்போது A என்னும் குடுவையினுள் சிறிது டர்பன்டைனைச் சேர்த்தால் ஓஸோன்



படம் 10

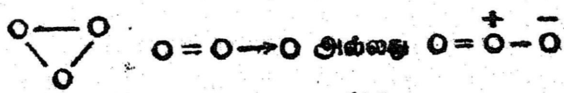
மட்டும் அதில் கரைகிறது. இதனால் நீர்மட்டம் ஏறி கன அளவு குறைகிறது. இவ்வாறு குறைந்த கனஅளவு $2x$ எனக் கொள்வோம். இது ஓஸோனின் கன அளவைக் குறிக்கிறது. இப்போது B என்னும் குடுவை வெப்பப் படுத்தப்படுகிறது. இதிலுள்ள ஓஸோன் ஆக்ஸிஜனாக சிதைவடைகிறது. இதனால் நீர் மட்டம் கீழே தள்ளப்பட்டு, கன அளவு அதிகமாகிறது. அதிகரித்த கன அளவு, முதல் குடுவையில் குறைந்த கன அளவில் பாதி இருப்பதால் (அதாவது x என்று இருப்பதால்),

$2x$ பகுதி கன அளவு ஓஸோன் சிதைந்து $2x + x = 3x$ பகுதி கன அளவு ஆக்ஸிஜனைக் கொடுத்திருக்கவேண்டும். அவாகாட்ரோ கற்பிதக் கொள்கைப்படி இரண்டு ஓஸோன் மூலக்கூறுகள் சிதைந்து, மூன்று ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறுகளைக் கொடுக்கிறது. ஓஸோன் மூவ் வணு ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூருக இருந்தால் மட்டுமே இது சாத்தியமாகும்.

$$2O_3 \rightleftharpoons 3O_2$$

எனவே, ஓஸோனின் வாய்பாடு O_3 ஆகும்.

ஓஸோனுக்கு இரு அமைப்புகள் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.



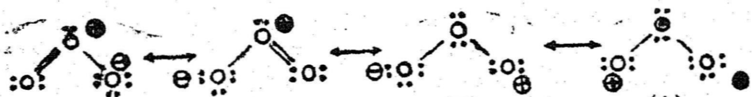
(1) (2)

ஓஸோன் ஓஸோனைடுகளை எளிதில் தருவதாலும், ஓஸோனைடுகளின் அமைப்பு, மேலே குறிப்பிட்ட அமைப்பு, (1)–ஐப்போல் உள்ளதாலும், இவ் வமைப்பைச் சரியானதாகக் கொள்ளலாம். ஆனால், ஓஸோன் ஓர் ஆக்ஸிஜன் அணுவை எளிதில் தரவல்லதாகையால், இவ் வணு மற்ற இரு ஆக்ஸிஜன் அணுக்களிலிருந்தும் வேறுபட்டிருக்கவேண்டும். அமைப்பு (1)–ல் எல்லா ஆக்ஸிஜன் அணுக்களும் சமமாக இருப்பதால், இது சரியான அமைப்பாக இருக்க முடியாது.

புறச் சிவப்பு நிறலும், எலெக்ட்ரான் விளிம்பு வளைவு ஆய்வுகளும், ஓஸோனின் அமைப்பு கீழ்க்காணுமாறு இருக்க வேண்டும் எனக் காட்டுகின்றன. (1) O—O—O பிணைப்புகளின் கோணம் 116·5° ஆக இருக்கிறது. (2) இரண்டு O—O பிணைப்புகளும் சமம். அவற்றின் நீளம் 1·28°A (அதாவது ஒற்றைப் பிணைப்பின் நீளத்தைவிடக் குறைவாகவும், இரட்டைப் பிணைப்பின் நீளத்தைவி... அதிகமாகவும் உள்ளது).

இவ் வுண்மைகளை விளக்க, ஓஸோனின் அமைப்பு கீழ்க்காணும் உடன் இசைவு அமைப்புகளின் (resonance hybrid) கலப்பாக இருக்கவேண்டும் எனக் கருதப்படுகிறது.

ஓஸோன் மூலக்கூறில் உள்ள மொத்த இணைதிறன் எலெக்ட்ரான்கள் 18 ஆகும்.



(1) (2) (3) (4)

அமைப்புகள் (1), (2)-ம் முக்கியமானவை; ஏனெனில், இவ்விரு அமைப்புகளும் உடன் இசைவில் மிகு அளவு பங்கு பெறுகின்றன.

விைக்கள்

1. ஓஸோன் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? அதன் முக்கிய பண்புகளையும், பயன்களையும் விவரி. இது ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடிலிருந்து எவ் வினைகளில் மாறுபட்டுள்ளது?

2. 150 c.c. கன அளவுள்ள ஓஸோன் கலந்த ஆக்ஸிஜனை டர்பன்டைன் சேர்மத்தினுள் செலுத்தினால், கலவையின் கன அளவில் 36 c.c. குறைகிறது. இக் கலவையை நன்கு சூடுபடுத்தி, பின் திரும்பவும் பழைய அழுத்த வெப்ப நிலைக்குக் கொணர்ந்தால், அதன் கன அளவு என்னவாக இருக்கும்?

6. தனிமங்களின் வகையீடு

(Periodic Classification)

தனிமங்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்க, சிதறிக் கிடந்த வேதிய உண்மைகளை ஒன்றுபடுத்தப் பல முயற்சிகள் எடுத்துக் கொள்ளப்பட்டன. தனிமங்களை அவற்றின் வேதிய, இயற்பியப் பண்புகளுக்கேற்ப வகைப்படுத்த விஞ்ஞானிகள் ஊக்கத்துடன் உழைத்தனர்.

முதலில் தனிமங்களை உலோகங்களாகவும் அலோகங்களாகவும் பிரித்தனர். ஆனால், இங்ஙனம் வகைப்படுத்தப் படும் பொழுது பல குறைகள் காணப்பட்டதால், அது கைவிடப்பட்டது. ஏனெனில், சில தனிமங்கள் உலோகப் பண்புகளையும், அலோகப் பண்புகளையும் பெற்றுள்ளன. (உதாரணம் : ஆர்சனிக், ஆன்ட்டிமனி ஆகியவை.) மேலும் உலோகப் பண்புகள், அலோகப் பண்புகள் ஆகியவற்றி டையே எல்லை வரையறுத்துப் பிரிக்க முடியாது.

டொபரீனரின் மும்மை விதி (Dobereiner's Triads)

தனிமங்களின் வேதிய, இயற்பியப் பண்புகள், அவற்றின் அணு எடை எண் ஆகியவற்றிடையே இருக்கும் தொடர்பை முதன் முதல் கண்டறிந்தவர் டொபரீனர் ஆவார். அவர் வேதியப் பண்புகளில் ஒத்திருந்த மூன்று தனிமங்களின் தொகுதி கள் பல இருந்ததை அறிந்தார். மேலும் இத் தனிமங்களை அணு எடை எண்களின் ஏறு வரிசையில் அடுக்கி வைத்தால் நடுவில் உள்ள தனிமத்தின் அணு எடை எண் மற்ற இரு தனி மங்களின் அணு எடை எண்களின் (தோராயமாக) சராசரியாக

இருப்பதைக் கண்டார். எடுத்துக்காட்டுகள் :

மூன்று தனிமங்களின் தொகுதி	அணு எடை எண்	சராசரி	மூன்று தனிமங்களின் தொகுதி	அணு எடை எண்	சராசரி
லித்தியம்	6·9		குளோரின்	35·45	
சோடியம்	23·0	23·0	புரோமின்	79·91	81· 1
பொட்டாசியம்	39·1		அயோடின்	126·9	
கால்சியம்	40·1		சல்ஃபர்	32·06	
ஸ்ட்ரான்ஷியம்	78·6	88·7	செலினியம்	78·96	79·8
பேரியம்	137·4		டெல்லூரியம்	127·6	

இம் மும்மை விதியால் எல்லாத் தனிமங்களையும், மும் மூன்று தனிமங்களின் தொகுதியாக வகைப்படுத்த முடியாது. ஆகையால், இது ஏற்றுக் கொள்ளப்படவில்லை.

நியூலண்ட்ஸின் எண்ம விதி (Newlands Law of Octaves)

நியூலண்ட்ஸ் என்னும் ஆங்கில நாட்டு விஞ்ஞானி 1864ஆம் ஆண்டு, மற்றொரு விதமான தனிமங்களின் வகையீட்டை வெளியிட்டார். தனிமங்களை அவைகளின் அணு எடை எண்களுக்கேற்ப ஏறு வரிசையில் அடுக்கினார். இது கீழே காட்டப்பட்டுள்ளது.

தனிம வரிசை அட்டவணை

Li 6·9	Be 9·0	B 10·8	C 12·0	N 14·0	O 16·0	F 19.0
Na 23·0	Mg24·3	Al 27·0	Si 28·1	P 31·0	S 32·0	Cl 35·5
K 39·1	Ca 40· 1					

இந்த வரிசையில் எந்த ஒரு தனிமமும், அதிலிருந்து எண்ணப்படும் எட்டாவது தனிமமும் வேதியப் பண்புகளில் ஒத்திருந்ததை நியூலண்ட்ஸ் அறிந்தார். சான்ருக, லித்தியமும் சோடியமும்; பெரிலியமும் மக்னீசியமும்; போரானும், அலுமினியமும் வேதியப் பண்புகளில் ஒத்திருந்தன. இதை இசையில் ஸ, ரி, க, ம, ப, த, நி, ஸ என்னும் இசைக் குறியீடு களில், முதல் மற்றும் எட்டாவது குறியீடுகள் ஒன்ருக இருப்ப துடன் ஒப்பிட்டார். தனிமங்களை நியூலண்ட்ஸ் இவ்வாறு வகைப்படுத்தியபோது, மந்த வாயுக்களான ஹீலியம், நியான் போன்றவை கண்டுபிடிக்கப்படவில்லை. நியூலண்ட்ஸின் இவ் விதியை எண்ம விதி என்பர்.

நியூலண்ட்ஸ் இவ் விதியை லண்டனில் உள்ள வேதியியல் கழகத்தில் சமர்ப்பித்தார். தனிமங்களின் வகையீட்டை இசையின் குறியீடுகளுடன் ஒப்பிட்டதால், இவ் வகையீட்டின் முக்கியத்துவத்தை இக் கழகத்தின் உறுப்பினர் அறியவில்லை. மாருக, நியூலண்ட்ஸைப் பரிகசித்தனர். ஃபாஸ்டர் என்னும் உறுப்பினர் நியூலண்ட்ஸை 'ஏன் தனிமங்களை அவைகளின் பெயர்களின் நெடுங்கணக்கு முறையில் வரிசைப்படுத்தக் கூடாது?' எனக் கேட்டு இகழ்ந்தார். இம் முட்டாள்தன மான கேள்விக்காகவே இவ் வங்கத்தினர் வேதியியல் சரித் திரத்தில் நினைவிற் கொள்ளப்படுகிருர்.

நியூலண்ட்ஸின் வகையீட்டில் பல குறைபாடுகள் உள்ளன. இவ் வகையீடு அணு எடை எண் குறைவாக உள்ள தனி மங்களுக்குப் பொருந்தியதேயன்றி, அணு எடை எண் அதிகரிக்கும் பொழுது இவ் விதி தனிமங்களுக்கு ஒத்து வரவில்லை. இருப்பினும், அணு எடையின் ஏறு வரிசையில் தனிமங்களை அடுக்கிளுல், அவைகளின் பண்புகள் திரும்பத் திரும்ப வருகின்றன என்பதைக் கண்டறிந்த நியூலண்ட்ஸின் முயற்சியைப் பாராட்டும் வகையில் ராயல் கழகம் அவருக்கு டேவி பதக்கத்தை வழங்கியது.

மெண்டலீஃபின் வகையீடு (Mendelyeev's Periodic Classification)

1869ஆம் ஆண்டு, மெண்டலீஃப் என்னும் ரஷிய விஞ்ஞானி தனிமங்களை வேருெரு மாதிரியாக வகைப்படுத் திஞர். இதையே மெண்டலீஃபின் ஆவர்த்தன அட்டவணை என்பர். இந்த அட்டவணையின் திருத்தப்பட்ட அமைப்பு பக்கங்கள் 62, 63-ல் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

PERIODIC TABLE

GROUPS OF

PERIODS	ROWS	I	II	III	IV	V
1	I	H 1 1.00797 1				
2	II	Li 3 6.939 1 2	Be 4 9.0122 2 2	B 5 10.811 3 2	C 6 12.01115 4 2	N 7 14.0067 5 2
3	III	Na 11 22.9898 1 8 2	Mg 12 24.312 2 8 2	Al 13 26.9815 3 8 2	Si 14 28.086 4 8 2	P 15 30.97[illegible] 5 8 2
4	IV	K 19 39.102 1 8 8 2	Ca 20 40.08 2 8 8 2	Sc 21 44.956 2 9 8 2	Ti 22 47.90 2 10 8 2	V 23 50.942 2 11 8 2
	V	Cu 29 63.54 1 18 8 2	Zn 30 65.37 2 18 8 2	Ga 31 69.72 3 18 8 2	Ge 32 72.59 4 18 8 2	As 33 74.9216 5 18 8 2
5	VI	Rb 37 85.47 1 8 18 8 2	Sr 38 87.62 2 8 18 8 2	Y 39 88.905 2 9 18 8 2	Zr 40 91.22 2 10 18 8 2	Nb 41 92.906 1 12 18 8 2
	VII	Ag 47 107.870 1 18 18 8 2	Cd 48 112.40 2 18 18 8 2	In 49 114.82 3 18 18 8 2	Sn 50 118.69 4 18 18 8 2	Sb 51 121.75 5 18 18 8 2
6	VIII	Cs 55 132.905 1 8 18 18 8 2	Ba 56 137.34 2 8 18 18 8 2	La • 57 138.91 2 9 18 18 8 2	Hf 72 178.49 2 10 32 18 8 2	Ta 73 180.948 2 11 32 18 8 2
	IX	Au 79 196.967 1 18 32 18 8 2	Hg 80 200.59 2 18 32 18 8 2	Tl 81 204.37 3 18 32 18 8 2	Pb 82 207.19 4 18 32 18 8 2	Bi 83 208.980 5 18 32 18 8 2
7	X	Fr 87 [223] 1 8 18 32 18 8 2	Ra 88 [226] 2 8 18 32 18 8 2	Ac •• 89 [227] 2 9 18 32 18 8 2	(Th)	(Pa)

• LANTH

Ce 58 140.12 2 8 20 18 8 2	Pr 59 140.907 2 8 21 18 8 2	Nd 60 144.24 2 8 22 18 8 2	Pm 61 [145] 2 8 23 18 8 2	Sm 62 150.35 2 8 24 18 8 2	Eu 63 151.96 2 8 25 18 8 2	Gd 64 157.25 2 9 25 18 8 2

•• ACTIN

Th 90 232.038 2 10 18 32 18 8 2	Pa 91 [231] 2 9 20 32 18 8 2	U 92 238.03 2 9 21 32 18 8 2	Np 93 [237] 2 9 22 32 18 8 2	Pu 94 [244] 2 8 24 32 18 8 2	Am 95 [243] 2 8 25 32 18 8 2	Cm 96 [247] 2 9 25 32 18 8 2

OF ELEMENTS

ELEMENTS					
VI	VII	VIII			0
	(H)				He 2 4.0026
8 O 6 2 15.9994	9 F 7 2 18.9984				Ne 10 8 2 20.183
16 S 6 8 2 32.064	17 Cl 7 8 2 35.453				Ar 18 8 8 2 39.948
Cr 24 1 13 8 2 51.996	Mn 25 2 13 8 2 54.9381	Fe 26 2 14 8 2 55.847	Co 27 2 15 8 2 58.9332	Ni 28 2 16 8 2 58.71	
34 Se 6 18 8 2 78.96	35 Br 7 18 8 2 79.906				Kr 36 8 18 8 2 83.80
Mo 42 1 13 18 8 2 95.94	Tc 43 2 13 18 8 2 [99]	Ru 44 1 15 18 8 2 101.07	Rh 45 1 16 18 8 2 102.905	Pd 46 0 18 18 8 2 106.4	
52 Te 6 18 18 8 2 127.60	53 J 7 18 18 8 2 126.9044				Xe 54 8 18 18 8 2 131.30
W 74 2 12 32 18 8 2 183.85	Re 75 2 13 32 18 8 2 186.2	Os 76 2 14 32 18 8 2 190.2	Ir 77 2 15 32 18 8 2 192.2	Pt 78 1 17 32 18 8 2 195.09	
84 Po 6 18 32 18 8 2 [209]	85 At 7 18 32 18 8 2 [210]				86 Rn 8 18 32 18 8 2 [222]
(U)					

A N I D E S

65 Tb 2 9 26 18 8 2 158.924	66 Dy 2 8 28 18 8 2 162.50	67 Ho 2 8 29 18 8 2 164.930	68 Er 2 8 30 18 8 2 167.26	69 Tu 2 8 31 18 8 2 168.934	70 Yb 2 8 32 18 8 2 173.04	71 Lu 2 9 32 18 8 2 174.97

I D E S

97 Bk 2 9 26 32 18 8 2 [247]	98 Cf 2 8 28 32 18 8 2 [251]	99 Es 2 8 29 32 18 8 2 [254]	100 Fm 2 8 30 32 18 8 2 [253]	101 Md 2 8 31 32 18 8 2 [254]	102 (No) 2 8 32 32 18 8 2 [255]	103 Lw 2 9 32 32 18 8 2 [257]

அட்டவணையில் காட்டியபடி, மெண்டலீஃப் தனிமங்களை அவைகளின் அணு எடை எண்களின் ஏறு வரிசையில் அடுக்கினார். இவ் வரிசையில் தனிமங்களின் பண்புகள் குறிப்பிட்ட இடைவெளிக்குப் பின் திரும்பத் திரும்ப வருகின்றன என்பதைக் கண்டறிந்தார். இதையே 'ஆவர்த்தன மாற்றம்' (periodic change) என்கிறோம். அணு எடை எண்களுக்கேற்ப, தனிமங்களின் பண்புகள் ஆவர்த்தன விதிப்படி (periodic law) மாற்றமடைகின்றன. இதன் அடிப்படையில் மெண்டலீஃப் ஆவர்த்தன விதியை வகுத்தார்.

'தனிமங்களின் இயற்பிய, வேதியப் பண்புகள் அவைகளின் அணு எடை எண்களுக்கேற்ப ஆவர்த்தன முறையில் திரும்பத் திரும்ப வருகின்றன.'

இவர் தனிமங்களை வகைப்படுத்திய அட்டவணையில் ஒன்று முதல் எட்டு தொகுதிகளும் இதன் பின் பூஜ்யத் தொகுதியும் சேர்த்து ஒன்பது தொகுதிகள் உள்ளன. மெண்டலீஃப் தொகுத்த இவ் வமைப்பில் செங்குத்தாயுள்ள பிரிவுகளைத் தொகுதிகள் (groups) எனவும், அவற்றிற்குக் கிடையாக உள்ளவைகளை (horizontal rows) வரிசைகள் (periods) எனவும் அழைப்பர். ஒரே தொகுதியில் உள்ள தனிமங்களின் பண்புகள் ஒத்திருக்கவேண்டும் என்பதை மனத்திற்கொண்டு, அணு எடை எண்களின் ஏறு வரிசையில் சிறிது மாற்றங்களை நிகழ்த்தினார். அதாவது, ஓரிரு இடங்களில் குறைந்த அணு எடை எண்ணைப் பெற்ற தனிமம் பின்னும், அதிக அணு எடை எண்ணைப் பெற்ற தனிமம் முன்னும் வைக்கப்பட்டுள்ளது. ஒன்றிலிருந்து ஏழு தொகுதிகள், A, B என்னும் இரு உப தொகுதிகளாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன. ஒரே உப தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் பண்புகளில் பெரும்பாலும் ஒத்து இருக்கின்றன. 0-தொகுதியில் மந்த வாயுக்கள் உள்ளன. அவை வேதிய வினைகளில் எளிதில் ஈடுபடுவதில்லை.

இவ் வட்டவணையில் உள்ள ஏழு வரிசைகளில் முதல் மூன்று வரிசைகள் முறையே 2, 8, 8 தனிமங்களைப் பெற்றுள்ளன. எனவே, இவை குறுகிய வரிசைகள் எனப்படுகின்றன. முறையே 18, 18, 32 தனிமங்களைப் பெற்றுள்ள நான்கு, ஐந்து, ஆறும் வரிசைகள் நீண்ட வரிசைகள் எனப் பெயர் பெறுகின்றன. நிரம்பப் பெறாத 7ஆம் வரிசையில் 17 தனிமங்கள் உள.

ஒவ்வொரு வரிசையிலும் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும் போது, தனிமங்களின் இயற்பிய, வேதியப் பண்புகளில் சீரான மாற்றம் தென்படும்.

1. உருகுநிலை, கடினத் தன்மை, அடர்த்தி எண் ஆகிய இயற்பியப் பண்புகள் இடமிருந்து வலம் ஒவ்வொரு வரிசையிலும் சீராக மாறுகின்றன.

2. ஒரு வரிசையில் அணு எடை எண் மிகுந்து செல்லும் போது, தனிமங்களின் உலோகத் தன்மை படிப் படியாக குறைந்து கொண்டு செல்கிறது. அலோகத் தன்மை சீராக அதிகரிக்கிறது. சான்றாக, மூன்றாம் வரிசையில், சோடியமும் மக்னீசியமும் வீரிய உலோகங்கள். அலுமினியம் ஒரு வீரியம் குறைந்த உலோகம். சிலிக்கன் வீரியமற்ற அலோகம். சல்ஃபரும், குளோரினும் வீரியமுள்ள அலோகங்கள். தனிமங்களின் உலோகத்தன்மை படிப் படியாக குறைவது அவைகளின் ஆக்ஸைடுகளின் தன்மைகளிலிருந்தும் அறியலாம். உதாரணமாக சோடியம் ஆக்ஸைடும், மக்னீசியம் ஆக்ஸைடும் கார ஆக்ஸைடுகளாகும். அலுமினியம் ஆக்ஸைடும், சிலிக்கன் ஆக்ஸைடும் ஈரியல்புள்ள ஆக்ஸைடுகளாகும். சல்ஃபர், குளோரின் ஆகியவற்றின் ஆக்ஸைடுகள் அமிலத் தன்மை வாய்ந்தவைகளாகும்.

3. **இணைதிறன் :** ஒவ்வொரு வரிசையிலும் இடமிருந்து வலமாகச் செல்ல தனிமங்களின் (ஆக்ஸிஜனுடன்) இணைதிறன் ஒன்றிலிருந்து ஏழாக உயர்கிறது. தனிமத்தின் இணைதிறன் அத் தனிமம் இருக்கும் தொகுதி எண்ணுக்குச் சமமாயுள்ளது. தனிமங்கள் பொதுவாக ஆக்ஸிஜனுடன் உச்ச இணைதிறனையும், ஹைடிரஜனுடன் குறைந்த இணைதிறனையும் காண்பிக்கின்றன.

மூன்றாம் வரிசையில் உள்ள தனிமங்களின், ஆக்ஸிஜனுடன் இணையும் திறன்கள் காட்டப்பட்டுள்ளன.

தொகுதி எண்	I	II	III	IV	V	VI	VI
ஆக்ஸைடுகள்	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
இணைதிறன்	1	2	3	4	5	6	7

ஹைடிரஜனுடன் இணையும் திறன் ஒன்றிலிருந்து நான்கு வரை உயர்ந்து, பின் படிப் படியாக 1க்குக் குறைகிறது. உதாரணமாக, இரண்டாம் வரிசையில் உள்ள தனிமங்களின் இணைதிறன்கள் (ஹைடிரஜனுடன்) கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

தொகுதி எண்	I	II	III	IV	V	VI	VII
ஹைட்ரைடுகள்	LiH	BeH_2	B_2H_6	CH_4	NH_3	H_2O	HCl
இணைதிறன்	1	2	3	4	3	2	1

4. எலெக்ட்ரான் கவர்தன்மை (Electronegativity) : ஒரு தனிமத்தின், எலெக்ட்ரான்களைத் தன் பக்கம் இழுக்கும் தன்மையை எலெக்ட்ரான் கவர்தன்மை என்பர். H—Cl என்னும் சகபிணைப்புச் சேர்மத்தை எடுத்துக் கொள்வோம். குளோரின் அணுவும் ஹைடிரஜன் அணுவும் தங்களுக்கு இடையே உள்ள எலெக்ட்ரான் ஜோடியைப் பகிர்ந்து கொள்கின்றன. ஹைடிரஜனைவிட குளோரினுக்கு எலெக்ட்ரான் ஜோடியைத் தன் பக்கம் இழுக்கக்கூடிய தன்மை அதிகம் இருப்பதால், எலெக்ட்ரான் ஜோடி குளோரின் பக்கம் சிறிதளவு நகர்கிறது. இதன் காரணமாக குளோரின் அணு எலெக்ட்ரான் ஜோடியை அதிக அளவிற்கும், ஹைடிரஜன் அணு குறைந்த அளவிற்கும் பகிர்ந்து கொள்கிறது. இதையே குளோரின் அதிக எலெக்ட்ரான் கவர்தன்மையையும், ஹைடிரஜன் குறைந்த எலெக்ட்ரான் கவர்தன்மையையும் பெற்றுள்ளதாகக் கூறுகிறோம்.

ஒவ்வொரு வரிசையிலும் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும்போது, தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் கவர்தன்மை படிப் படியாக அதிகரிக்கிறது. ஒரே தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக வரும்போது இத் தன்மை சீராகக் குறைந்து கொண்டு செல்கிறது. இதன் காரணமாகவே மிக அதிக எலெக்ட்ரான் கவர் தன்மை பெற்ற தனிமங்கள் ஆவர்த்தன அட்டவணையின் வலப்புறம் மேல் பக்கம் காணப்படுகின்றன. ஃப்ளூரின், ஆக்ஸிஜன், குளோரின், நைட்ரஜன் ஆகிய தனிமங்கள் மிகவும் அதிகமாக எலெக்ட்ரான் கவர்தன்மை பெற்றவை. இத் தனிமங்களின் இத் தன்மை இதே வரிசையில் குறைந்து செல்கிறது.

அட்டவணையின் பயன்கள் : 1. எளிதில் நினைவிற் கொள்ள சிறந்த வகையீடு. சிதறிக் கிடந்த பல வேதிய உண்மைகளை ஒருங்கே அமைக்கப் பெற்ற அட்டவணையின் உதவி கொண்டு, தனிமங்களின் வேதியப் பண்புகளை எளிதில் நினைவிற் கொள்ளலாம்.

2. மெண்டலீஃபின் அட்டவணை புதிய தனிமங்களை கண்டு பிடிக்க உதவியது. உதாரணமாக, மெண்டலீஃப் இவ் வட்டவணையை அமைத்தபோது, அதில் சில காலி இடங்கள்

இருந்தன. இவ் விடங்களில் இருக்க வேண்டிய தனிமங்கள் இன்னும் கண்டு பிடிக்கப்பட வேண்டுமென்றும் அத் தனிமங்களின் அருகில் உள்ள (கண்டுபிடிக்கப்பட்ட) தனிமங்களுடன் ஒப்பிட்டு, அதன் பண்புகளையும், முன் கூட்டியே அறிவித்தார். ஸ்கேன்டியம், காலியம், ஜெர்மானியம் ஆகிய மூன்று தனிமங்கள் இவ்வாறே கண்டுபிடிக்கப்பட்டன. இவைகளின் குணங்கள், இவைகள் கண்டுபிடிக்கப்படுவதற்கு முன் மெண்டலீஃபினுல் வருமுன் உரைக்கப்பட்ட குணங்களுடன் வியக்கத்தக்க முறையில் ஒத்துள்ளன.

3. சில தனிமங்களின் அணு எடை எண்களை சரியாகக் கண்டுபிடிக்க உதவியது. பெரிலியத்தின் சமான எடை 4·5. அதன் பண்புகள் அலுமினியத்துடன் ஒத்து இருந்ததால், அதன் இணைதிறன் மூன்று என்றும், அணு எடை $4·5 \times 3 = 13·5$ எனவும் தவருகக் கருதப்பட்டு வந்தது. ஆனால் 13·5 என்ற அணு எடை எண்ணைப் பெற்ற தனிமத்தைப் பொறுத்த மெண்டலீஃபின் ஆவர்த்தன அட்டவணையில் காலி இடம் இல்லாமல் இருந்தது. எனவே, பெரிலியத்தின் இணைதிறன் 3 என்பது தவருக இருக்குமென்றும், இணைதிறன் 2 என்று இருந்தால், இத் தனிமத்தை அட்டவணையில் பொறுத்த முடியும் என்று கருதினர். இதன்படி பெரிலியத்தின் அணு எடை எண் $4·5 \times 2 = 9$ ஆக இருக்க வேண்டும். தற்கால ஆய்வுகள் இம் முடிவை மெய்ப்பிக்கின்றன. இது போலவே ஆஸ்மியம், இரிடியம், பிளாட்டினம் போன்ற தனிமங்களின் அணு எடை எண்கள் திருத்தி யமைக்கப்பட்டன.

மெண்டலீஃப் அட்டவணையின் குறைபாடுகள்

1. அட்டவணையில் ஹைடிரஜனின் இடம் சரியாக நிர்ணயிக்கப்படவில்லை. இது வேதியப் பண்புகளில் கார உலோகங்களையும், ஹாலஜன்களையும் ஒத்து இருக்கிறது. எனவே, இது ஹாலஜன்களுடன் ஏழாம் தொகுதியில் வைக்கப்பட வேண்டுமா அல்லது கார உலோகங்களுடன் முதல் தொகுதியில் வைக்கப்பட வேண்டுமா என்பது ஆராய வேண்டிய கருத்து. தற்கால அட்டவணைகளில், இவ் விரண்டு தொகுதிகளிலுமே ஹைடிரஜன் வைக்கப்பட்டுள்ளது. சில அட்டவணைகளில் ஹைடிரஜனை இரு தொகுதிகளிலுமே வைக்காமல், அட்டவணையின் மேலே நடுவில் வைத்துள்ளனர். இம் முறைகளால் அட்டவணையின் சீர்மைத் தன்மை கெடுவதில்லை.

2. சில இடங்களில் அட்டவணையில் அதிக அணு எடை எண்ணைப் பெற்ற தனிமம் முன்னும், குறைந்த அணு எடை எண்ணைப் பெற்ற தனிமம் பின்னும் வைக்கப்பட்டுள்ளது. சான்றாக, ஆர்கான் (39·9) பொட்டாசியத்துக்கு (39·1) முன்னும், கோபால்ட் (58·9) நிக்கலுக்கு (58·69) முன்னும், டெல்லூரியம் (127·6) அயோடினுக்கு (126·9) முன்னும் வருகிறது.

3. ஐசோடோப்புகளுக்கு தனி இடம் ஒதுக்கப்படவில்லை.

4. லாந்தனைடுகள் எனப்படும் 14 தனிமங்கள் ஒத்த பண்புகளைப் பெற்றுள்ளதால், அவை 6ஆம் வரிசையில், 3ஆம் தொகுதியில் ஒரே இடத்தில் வைக்கப்பட்டுள்ளன. இவைகளுக்கு தனித் தனி இடம் கொடுப்பதாயின் அட்டவணையின் சீர்மைத் தன்மை கெட்டுவிடக் கூடும். இதுபோலவே பதினான்கு ஆக்டினைடுகள் தனிமங்களும் மூன்றாம் தொகுதியில் ஒரே இடத்தில் வைக்கப்பட்டுள்ளன.

5. (i) காப்பர் (ஒன்றாம் தொகுதி), மெர்க்குரி (இரண்டாம் தொகுதி), (ii) பேரியம் (இரண்டாம் தொகுதி), லெட் (நான்காம் தொகுதி), (iii) சில்வர் (ஒன்றாம் தொகுதி), டாலியம் (மூன்றாம் தொகுதி) ஆகிய பண்புகளில் ஒத்த தனிமங்கள் வெவ்வேறு தொகுதிகளில் வைக்கப்பட்டுள்ளன. அது போலவே கார உலோகங்களுடன் காப்பர், சில்வர், கோல்ட் ஆகிய நாணய உலோகங்கள் மற்றும் ஹாலஜன்களுடன் மாங்கனீஸ் ஆகிய பண்புகளில் முற்றிலும் மாறுபட்ட தனிமங்கள் ஒரே தொகுதியில் வைக்கப்பட்டுள்ளன.

மோஸ்லியின் சோதனை (Mosley's work on atomic numbers) : மோஸ்லி என்னும் விஞ்ஞானி காத்தோடு கதிர்களைக்கொண்டு உலோகங்களைத் தாக்கினால், மிகு அதிர்வெண்ணுடைய X-கதிர்கள் வெளியேற்றப்படுகின்றன என்பதைக் கண்டறிந்தார். அலுமினியம் முதல் கோல்ட் வரை உள்ள 38 வெவ்வேறு தனிமங்களை காத்தோடு கதிர்களால் தாக்கி, கிடைத்த X-கதிர்களின் நிற நிரல்களை ஆராய்ந்தார். இந்த நிற நிரல்கள் பல கோடுகளைப் (spectral lines) பெற்றிருந்தன. மேலும் அக் கோடுகள் எடுத்துக் கொண்ட தனிமங்களால் வெளியிட்ட X-கதிர்களின் அலை நீளங்களைப் பொறுத்துக் காணப்பட்டன. நிற நிரலில் கிடைத்த கோடுகள் பல தொகுதிகளாகப் பிரிக்கப்பட்டன. இவை K, L, M, N......

கோடுகள் எனப்படுகின்றன. எடுத்துக் கொண்ட K-கோடுகள் எல்லாத் தனிமங்களாலும் ஏற்படுகின்றன. M, N கோடுகள் அதிக அணு எடை எண்ணைப் பெற்ற தனிமங்களால் மட்டுமே ஏற்படும். ஒவ்வொரு தனிமத்திற்கும் குறைந்த அலை நீளம் K-கோடுகளில் இருந்ததால் ஆய்ந்தறிவதற்கு இக் கோடுகளைத் தேர்ந்தெடுத்தார்.

K-நிற நிரலில் ஒவ்வொரு தனிமத்திற்கும் அணு எடை அதிகரிக்க அதிகரிக்க, அலைகளுக்குரிய அலைவு எண்கள் (frequency) சீரான முறையில் படிப் படியாக அதிகரிக்கின்றன என்பதைக் கண்டார். மேலும், தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஒரு தனிமத்தின் வரிசை எண்ணுக்கும் (z) (இதையே அணு எண் எனக் கூறுகிறோம்) அத் தனிமம் கொடுத்த நிற நிரலில் உள்ள ஒரு குறிப்பிட்ட கோட்டின் அதிர்வு எண்ணுக்கும் கீழ்க் காணும் தொடர்புள்ளதைக் கண்டறிந்தார்.

$$\nu = a\,(z - b)^2$$

ν—என்பது தனிமம் ஏற்படுத்தும் கோட்டின் அதிர்வு எண். a, b ஆகியவைகள் மாறிலிகளாகும். ஆகவே, அணு எண்களை அதிர்வு எண்களின் இருமட வர்க்க மூலத்திற்கு எதிராக வரை படம் வரைந்தபோது ஒரு நேர் கோடு கிடைத்தது.

இந்த அணு எண்ணே ஒரு தனிமம் அதன் அணுக் கருவில் பெற்றுள்ள நேர்மின்னேற்ற எண்ணிக்கைக்குச் சமம் என்று அறிகிறோம். இவ் வெண் அத் தனிமம் பெற்றுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கைக்கும் சமமாகும். மோஸ்லி சோதனையில் கிடைத்த கோடுகளின் அதிர்வு எண் (frequency) கிளர்வுற்ற எலெக்ட்ரான்கள் திரும்பவும் பழைய நிலையை அடைவதைப் பொறுத்து அமைகிறது. மேலும் இது தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பொறுத்தும், இவ் வமைப்பைப் பொறுத்துத் தனிமங்களின் இயற்பிய, வேதியப் பண்புகள் அமைவதால், தனிமங்களின் அடிப்படைக் குணத்திற்கு ஆதாரமாக அமைவது அணு எண்ணே அன்றி, அணு எடை எண் அல்ல என்னும் உண்மையை மோஸ்லி கண்டார். இதன் அடிப் படையில் மென்டலீஃபின் ஆவர்த்தன விதி கீழ்க்காணுமாறு மாற்றியமைக்கப்பட்டது.

தனிமங்களின் இயற்பிய, வேதியப் பண்புகள் அவற்றின் அணு எண்களுக்கு ஏற்ப திரும்பத் திரும்ப சீரான இடை வெளியை அடுத்து ஒத்து வரும்.

திருத்தி அமைக்கப்பட்ட இந்த ஆவர்த்தன விதியினுல் மென்டலீஃபின் ஆவர்த்தன அட்டவணையில் உள்ள பல குறைபாடுகள் மறைகின்றன.

1. ஆர்கான், பொட்டாசியம்; கோபால்ட், நிக்கல்; டெல்லூரியம், அயோடின் ஆகிய தனிம ஜோடிகள் அணு எடை எண்களின் ஏறு வரிசையில் வைக்கப்படாவிடினும், அவற்றின் அணு எண்களின் ஏறு வரிசையிலேயே வைக்கப் பட்டுள்ளன. எனவே, அணு எண்ணின் கண்டுபிடிப்புக்குப் பின், மென்டலீஃபின் அட்டவணையின் குறைபாடு மறைகிறது.

2. ஒரு தனிமத்தின் ஐசோடோப்புகள் எல்லாம் ஒரே அணு எண்ணைப் பெற்றிருப்பதாலும், ஆவர்த்தன அட்டவணையில் தனிமங்கள் அணு எண்ணின் ஏறு வரிசையில் அடுக்கப்பட்டிருப்பதாலும், ஐசோடோப்புகளுக்கு தனி இடம் ஒதுக்கப்பட வேண்டிய தேவை இல்லை. ஒரு தனிமத்தின் ஐசோடோப்புகள் ஆவர்த்தன அட்டவணையில் ஒரே இடத்தைக் கொண்டிருப்பதால், அவை 'ஓரிடத் தனிமங்கள்' எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன.

தனிமங்களின் வகையீட்டின் தற்காலப் போக்கு : தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பொறுத்து அவற்றை வகைப்படுத்த மேலும் பல முயற்சிகள் மேற்கொள்ளப்பட்டன. முப் பரிமாண முறையில் பல தனிம வரிசை அட்டவணைகள் அமைக்கப்பட்டன. ஆனுல், நடைமுறையில் அவை பயன் அதிகம் பெற்றதாக அமையவில்லை. எனவே, இரு பரிமாண முறையில் தனிமங்கள் அமைக்கப்பட்ட தனிம வரிசை அட்டவணைகள் பல தோற்றுவிக்கப்பட்டன. அவைகளுள் எளிய முறையில் அமைந்ததும், அதிகப் பயன் உள்ளதுமாக உள்ளது 'போர் அட்டவணை' அல்லது நீண்ட தனிம வரிசை அட்டவணை (long form of periodic table) ஆகும். இவ் வட்டவணையின் தனிம அமைப்பு, போர் கொள்கைப்படி எலெக்ட்ரான் அமைப்பை ஒத்திருப்பதால் இதை 'போர் தனிம வரிசை அட்டவணை' என்கிறோம். இவ் வட்டவணையின் அமைப்பிற்குப் பல விஞ்ஞானிகள் காரணமாவார்கள்.

நீண்ட தனிம வரிசை அட்டவணைக்கு அடிப்படையாக அமைவது மென்டலீஃபின் அட்டவணையே ஆகும். மென்டலீஃபின் அட்டவணையில் உள்ள குறுகிய வரிசைகள் பிரிக்கப் பட்டு, இடைநிலைத் தனிமங்களை நீண்ட வரிசையில் வைக்கப்

பட்டு, நீண்ட வரிசை விரிவுபடுத்தப்படுகிறது. இவ்வாறு கிடைக்கும் அமைப்பே, நீண்ட தனிம வரிசை அட்டவணை யாகும். இவ் வட்டவணை தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பொறுத்து, தனிமங்கள் அட்டவணையில் அடுக்கப் பட்டுள்ளதை தெளிவு படுத்துகிறது. ஒவ்வொரு வரிசையிலும் இடமிருந்து வலம் செல்லும்போது, எலெக்ட்ரான்கள் சீராக ஷெல்களில் சேர்க்கப்படுகின்றன. மந்த வாயுக்கள் அட்ட வணையில் வலக் கோடியில் அமைக்கப்பட்டுள்ளன. இவை ஒவ்வொரு ஷெல்லும் முழுவதுமாக நிறைவதைக் காட்டுகிறது. இவ் வமைப்பில் A, B உபதொகுதிகள் தனித் தனியே பிரிக்கப் பட்டுள்ளதால், இது தனிமங்களுக்கிடையே உள்ள ஒற்றுமை—வேற்றுமைகளையும், அவற்றின் வேதியப் பண்புகளையும், மெண்டலீஃபின் அட்டவணையைவிட தெளிவாகக் காட்டுகிறது.

இவ் வட்டவணையில், இடைநிலைத் தனிமங்கள் A–உப தொகுதியிலும், பின் எட்டாம் தொகுதித் தனிமங்களும், அதற் குப் பின் மற்ற தனிமங்கள் B–உபதொகுதியிலும் அமைகின்றன. சிலர், இடைநிலைத் தனிமங்கள், மற்றும் காப்பர், சிங்க் தொகுதித் தனிமங்களை B–உபதொகுதியிலும், மற்ற தனிமங்களை A-உபதொகுதியிலும் வைக்கப்பட்ட அட்டவணையைப் பயன் படுத்துகின்றனர். இருப்பினும், தற்காலத்தில் முன்னே கூறப் பட்ட அமைப்பே பெரும்பாலும் பழக்கத்தில் உள்ளது.

நீண்ட வரிசை அட்டவணை, மெண்டலீஃபின் அட்ட வணையைவிடப் பல வழிகளில் சிறந்ததாக இருப்பினும், அவ் வட்டவணை குறைபாடு அற்றது எனக் கூற இயலாது. சான்றாக, இவ் வட்டவணை, தனிமங்களின் அணுக்களில் எலெக்ட்ரான்கள் s, p, d, f போன்ற ஆர்பிட்டால்கள் எவ்வாறு அடுக்கப்பட் டிருக்கின்றன என்பதைக் காட்டமுடியாது. ஹைடிரஜனின் இடம், இடைநிலைத் தனிமங்களின் இடம் ஆகிய குறை பாடுகள் இவ் வட்டவணையிலும் நிவர்த்தி செய்யப்படவில்லை. ஹைடிரஜனின் பண்புகள் ஹாலஜன்களையும், கார உலோகங் களையும் ஒத்து இருப்பதால் இவ் வட்டவணையில் இத் தனிமத் திற்கு இரு இடங்கள் (IA aud VIIB தொகுதிகள்) ஒதுக்கப்பட் டுள்ளன. லாந்தனைடுகளும், ஆக்டினைடுகளும் அட்ட வணைக்குக் கீழே தனியே இரு வரிசைகளில் வைக்கப்பட் டுள்ளன.

மேலே கூறப்பட்ட பல குறைபாடுகளை நீக்க மேலும் பல அட்டவணைகள் அமைக்கப்பட்டன, எனினும், மிகவும் எளிா

LONG PERIODIC TABLE

I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII	VIII	VIII	I B	II B	III B	IV B	V B	VI B	VII B	O
1 H 1·00797																1 H 1·00797	2 He 4·0026
3 Li 6·939	4 Be 9·0122											5 B 10·811	6 C 12·01115	7 N 14·0067	8 O 15·9994	9 F 18·9984	10 Ne 20·183
11 Na 22·9898	12 Mg 24·312											13 Al 26·9815	14 Si 28·086	15 P 30·9738	16 S 32·064	17 Cl 35·453	18 Ar 39·948
19 K 39·102	20 Ca 40·08	21 Sc 44·956	22 Ti 47·90	23 V 50·942	24 Cr 51·996	25 Mn 54·9380	26 Fe 55·847	27 Co 58·9332	28 Ni 58·71	29 Cu 63·54	30 Zn 65·37	31 Ga 69·72	32 Ge 72·59	33 As 74·9216	34 Se 78·96	35 Br 79·909	36 Kr 83·80
37 Rb 85·47	38 Sr 87·62	39 Y 88·905	40 Zr 91·22	41 Nb 92·906	42 Mo 95·94	43 Tc	44 Ru 101·07	45 Rh 102·905	46 Pd 106·4	47 Ag 107·870	48 Cd 112·40	49 In 114·82	50 Sn 118·69	51 Sb 121·75	52 Te 127·60	53 I 126·9044	54 Xe 131·30
55 Cs 132·905	56 Ba 137·34	57–71 Lanthanides	72 Hf 178·49	73 Ta 180·948	74 W 183·85	75 Re 186·2	76 Os 190·2	77 Ir 192·2	78 Pt 195·09	79 Au 196·967	80 Hg 200·59	81 Tl 204·37	82 Pb 207·19	83 Bi 208·980	84 Po	85 At	86 Ru
87 Fr	88 Ra	89–103 Actinides	104														

Lanthanides	57 La 138·91	58 Ce 140·12	59 Pr 140·907	60 Nd 144·24	61 Pm	62 Sm 150·35	63 Eu 151·96	64 Gd 157·25	65 Tb 158·924	66 Dy 162·50	67 Ho 164·930	68 Er 167·26	69 Tm 168·934	70 Yb 173·04	71 Lu 174·97
Actinides	89 Ac	90 Th 232·038	91 Pa	92 U 238·03	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Br	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lw

முறையிலும், தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பையும், அவற்றின் இயற்பிய, வேதியப் பண்புகளையும் நன்கு விளக்குவதால், நீண்ட வரிசை அட்டவணையே தற்காலத்தில் அதிகமாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

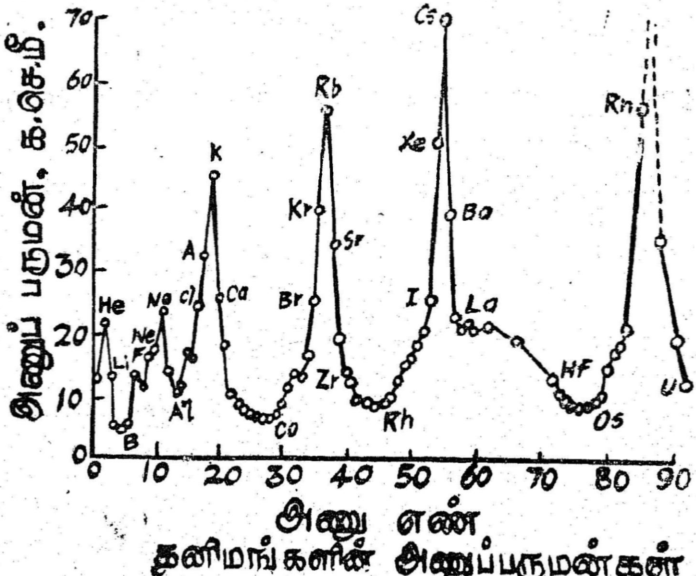
ஆவர்த்தன முறைப்படி மாறும் தனிமங்களின் இயற்பியப் பண்புகள்

அணுப் பருமன் (**Atomic volume**) **:** ஒரு தனிமத்தின் கிராம் அணு எடை எண்ணுக்கும், அதன் அடர்த்திக்கும் உள்ள விகிதமே, அதன் அணுப் பருமன் ஆகும். இது செ.மீ.^{3} அல்லது மி.மீ.^{3} என்ற அலகில் குறிக்கப்படுகிறது. இது ஒரு அவகாட்ரோ எண் அணுக்கள் அடைத்துக் கொள்ளும் பருமனைக் குறிக்கும். ஒரு தனி அணுவின் பருமன், அத் தனிமத்தின் இயற்பிய நிலையைப் (திண்ம, நீர்ம, வளிம நிலைகள்) பொறுத்து அமைவதால், $6{\cdot}02 \times 10^{23}$ அணுக்களின் பருமன் அளக்கப்படுகிறது. (இப் பண்பும் தனிமத்தின் இயற்பிய நிலையைப் பொறுத்து அமைந்தாலும், பல தனிமங்களின் அடர்த்தி ஒத்த நிலைகளில் அளக்கப்படுவதால், தனிமங்களின் அணுப் பருமன் மதிப்புகள் எளிதில் ஒப்பிடப்படுகின்றன.)

தனிமங்களின் அடர்த்திகள் பல நிபந்தனைகளுக் கேற்ப மாறுபடுகின்றன. சான்றாக, ஒரே தனிமத்தின் பல புற வேற்றுருக்கள் வெவ்வேறு அடர்த்திகளைப் பெற்றிருக்கும். (வைரம்—3·52; கிராஃபைட்—2·25.) மேலும், தனிமங்களின் இயற்பிய நிலைகள் (திட, திரவ, வாயு நிலைகள்), அவற்றின் வெப்பநிலை, திண்ம நிலையில் அவற்றின் கூடு அமைப்பு (lattice structure) தனிம மூலக்கூறுகளின் அணுக்கட்டு எண் (atomicity) ஆகியவற்றைப் பொறுத்து, அணுப் பருமன்களின் மதிப்புகள் மாறுபடுகின்றன.

லோதர் மேயர் என்னும் விஞ்ஞானி, தனிமங்களின் அணுப் பருமன்களை அவற்றின் அணு எடை எண்களுக்கு எதிராக புள்ளியிட்டு ஒரு வரைபடம் வரைந்தார். இதன் திருத்தியமைக்கப்பட்ட அமைப்பு கீழே காட்டப்பட்டுள்ளது. கீழே காட்டப்பட்ட வரைபடத்தில் அணு எடை எண்களுக்குப் பதிலாக அணு எண்கள் குறிக்கப்பட்டுள்ளன. இவ் வரைபடத்தில், ஒரே பண்புகளைப் பெற்ற தனிமங்கள் ஒரே மாதிரியான இடத்தைக் கொண்டுள்ளதை லோதர் மேயர் கண்டார். சான்றாக, கார உலோகங்கள் (Li, Na, K முதலியன) வளை

கோடுகளின் உச்சிகளில் உள்ளதைக் காண்க. இவ் வரை படத்தில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும்போது, மேல் ஏறும் கோடுகளில் எதிர்மின் தனிமங்களும், கீழிறங்கும் கோடுகளில்



படம் 11

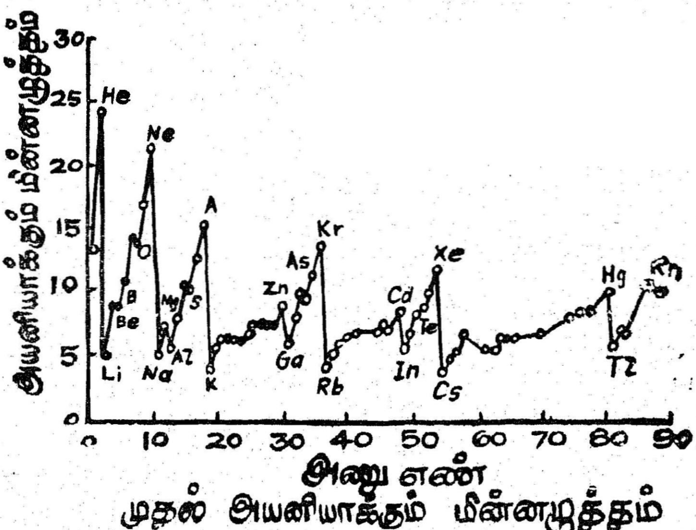
நேர்மின் தனிமங்களும் உள. இடைநிலைத் தனிமங்கள்—வரைபடத்தின் ‘தொட்டி’ போன்ற பகுதிகளில் காணப்படுகின்றன. இதிலிருந்து தனிமங்களின் அணுப் பருமன் அவற்றின் அணு எண்களுக்கேற்ப மாறுபடுவது புலனாகிறது.

அணுப்பருமன் மட்டுமின்றி, தனிமங்களின் வேறு பல பண்புகள் அணு எண்களுக்கேற்ப ஆவர்த்தன முறையில் மாறுபடுகின்றன.

அயனியாக்க ஆற்றல் (Ionisation potential) : ஒரு தனிம அணுவிற்குத் தேவையான அளவு ஆற்றலைச் செலுத்துவதால், அவ் வணுவிலுள்ள ஓர் எலெக்ட்ரானையோ, ஒன்றிற்கு மேற்பட்ட எலெக்ட்ரான்களையோ முழுவதுமாக அவ் வணுவிலிருந்து வெளியேற்ற முடியும். இதனால் அணு நேர்மின்னேற்றம் பெற்ற அயனியாக மாறுகிறது. ஓர் அணுவிலிருந்து அதன் மிகக் குறைந்த ஆற்றல் நிலையில் (lowest energy state) மிகவும் பிடிப்பு குறைந்த ஒரு எலெக்ட்ரானை நீக்குவதற்குத் தேவைப்படும் ஆற்றலை முதல் அயனியாக்க ஆற்றல் (first ionisation

potential) என்கிறோம். இது போலவே இரண்டாம், மூன்றும் அயனியாக்க ஆற்றல்களும் கணக்கிடப்படுகின்றன. அயனியாக்க ஆற்றல் எலெக்ட்ரான் வோல்ட்டுகளில் அளக்கப்படுகிறது. அயனியாக்க ஆற்றல் என்று மட்டுமே குறிப்பிட்டால் அது முதல் அயனியாக்க ஆற்றலையே குறிக்கும்.

தனிமங்களின் முதல் அயனியாக்க ஆற்றல் மதிப்புகளை அவைகளின் அணு எண்களின் மதிப்புக்கு எதிராக புள்ளியிட்டு வரையப்பட்ட வரைபடம் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.



படம் 12

தனிமங்களின் முதல் அயனியாக்க ஆற்றல்கள் ஆவர்த்தன விதிப்படி, அவைகளின் அணு எண்களுக்கேற்ப படிப் படியாக மாற்றமடைகின்றன. மேலே குறிப்பிட்டுள்ள வரைபடத்தில், வரைகோடுகளின் உச்சியில் மந்த வாயுக்களுக்கு உள்ளதால், அவைகளின் அதிகப்படியான அயனியாக்க ஆற்றல்களைக் காட்டுகிறது. கார உலோகங்கள் வரைகோட்டின் கீழ்ப் பகுதியில் உள்ளன. அதாவது, கார உலோகங்களிலிருந்து ஓர் எலெக்ட்ரானை வெளியேற்ற தேவைப்படும் ஆற்றல் மந்த வாயுக்களிலிருந்து ஒரு எலெக்ட்ரானை வெளியேற்ற தேவைப் படும் ஆற்றலைவிட மிகவும் குறைவாயுள்ளது. ஆவர்த்தன அட்டவணையில் எந்த வரிசையிலும் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும்போது, தனிமங்களின் அயனியாக்க ஆற்றல்களும்

சீராக ஏற்றம் அடைகின்றன. ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும்போது, இம் மதிப்பு படிப் படியாக குறைந்து கொண்டே செல்கிறது.

தனிமங்களின் அயனியாக்க ஆற்றல்கள் கீழ்க்காண்ப வற்றைப் பொறுத்து அமைகிறது.

1. அணுக்கருவின் நேர்மின்னேற்ற எண்ணிக்கை : அணுக்கருவின் நேர்மின்னேற்றங்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்க அதிகரிக்க, அணுக்கருவிற்கு வெளிப்படுத்தப்படும் எலெக்ட்ரானின்மேல் உள்ள ஈர்ப்பு விசை அதிகமாகிறது. எனவே, எலெக்ட்ரானை வெளியேற்ற தேவைப்படும் ஆற்றலும் அதிகமாகிறது. அதாவது, அயனியாக்க ஆற்றலும் அதிக மாகிறது.

2. அணு ஆரம் : வெளியேற்றப்படும் எலெக்ட்ரா னுக்கும், அணுக்கருவுக்கும் இடையே உள்ள தொலைவு அதிக மாக இருந்தால், அவ் வெலெக்ட்ரான்மேல், அவ் வணுக்கருவுக் குள்ள கவர்ச்சி (ஈர்ப்பு) விசையும் குறைவாக இருக்கும். இதனுல் அயனியாக்க ஆற்றலும் குறைவாக இருக்கும். அதாவது, அணுக்கருவுக்கும் எலெக்ட்ரானுக்கும் இடையே உள்ள இடைவெளி அதிகமாக இருப்பின், (அணு ஆரம் அதிக மாக இருந்தால்) அயனியாக்க ஆற்றல் குறைவாகவும், அணு ஆரம் குறைவாக இருந்தால் அயனியாக்க ஆற்றல் அதிக மாகவும் இருக்கும். சான்ருக, லித்தியத்தின் அயனியாக்க ஆற்றல் 5·4 ev ஆகவும், சீஸியத்தின் அயனியாக்க ஆற்றல் 3·9 ev ஆகவும் இருக்கிறது. லித்தியத்தின் அணு ஆரம் சீஸி யத்தின் அணு ஆரத்தைவிடக் குறைவாக உள்ளது என்பதை மனத்திற் கொள்ளவேண்டும்.

3. உள் சுற்றுப் பாதைகளில் உள்ள எலெக்ட்ரான்களின் தடுப்பு விளைவைப் (shielding effect) பொறுத்தும் அயனியாக்க ஆற்றல் மாறுபடுகிறது. வெளியேற்றப்படும் கடைசிச் சுற்றுப் பாதையிலுள்ள எலெக்ட்ரானின்மேல், அணுக்கருவுக்கு உள்ள கவர்ச்சி விசையானது, உள் சுற்றுப் பாதையிலுள்ள எலெக்ட் ரான்களின் தள்ளு விசையால் (repulsive forces), ஓரளவு குறைக்கப்படுகிறது. இதையே உள் எலெக்ட்ரான்களின் தடுப்பு விளைவு (shielding effect of the inner electrons) என்கிறோம். இவ் விளைவினுல், கடைசிச் சுற்றுப் பாதையில் உள்ள எலெக்ட்ரான் எளிதில் வெளியேற்றப்படக்கூடும். ஏனவே, அயனியாக்க ஆற்றலின் மதிப்பும் குறைக்கப்படுகிறது.

4. எலெக்ட்ரான் உப-ஷெல்லின் நீள் வட்டத் தன்மையைப் (ellipticity of the orbit) பொறுத்தும் அயனியாக்க ஆற்றலின் மதிப்பு மாறுகிறது. s–உப-ஷெல் அணுக்கருவுக்கு அருகாமையில் இருப்பதால், இந்த ஷெல்லில் உள்ள எலெக்ட்ரானை வெளித் தள்ள அதிகமான ஆற்றல் (அதிக அயனியாக்க ஆற்றல்) தேவைப்படும். p-, d-, f-உப-ஷெல்களில் உள்ள எலெக்ட்ரான்களை வெளித் தள்ள தேவைப்படும் ஆற்றல் இதே வரிசையில் குறைந்து கொண்டே செல்லும்.

அயனியாகும்போது வெளிப்படும் ஆற்றல் (Electron affinity): ஓர் அணு அதன் அடிநிலை ஆற்றலில் ஓர் எலெக்ட்ரானைப் பெற்று, அயனியாகும்போது வெளிவிடும் ஆற்றலைக் குறிக்கும். அயனியாக்க ஆற்றலை சோதனைகள் மூலம் நிர்ணயிக்க இயலும். ஆனால், அயனியாகும்போது வெளிப்படும் ஆற்றலை சோதனைகள் மூலம் நேரடியாக நிர்ணயிக்க இயலாது. அதன் மதிப்பைப் பல சோதனைகளின் முடிவுகள் மூலமாக கணக்கிட இயலும். வெப்ப இயக்க இயலில் பார்ன்-ஹேபர் சுற்று (Born-Haber Cycle) மூலம் தனிமங்களின் இப் பண்பின் மதிப்பைக் கணக்கிடுகின்றனர். இருப்பினும், அதிகமாக எதிர்மின் தன்மை பெற்ற தனிமங்களுடைய, அயனியாகும்போது வெளிப்படும் ஆற்றலையே பார்ன்–ஹேபர் சுற்று மூலம் நிர்ணயிக்க முடிகிறது.

ஒரு தனிமத்தின் அணுவிற்கு எலெக்ட்ரான் கவர்தன்மை அதிகம் இருந்தால், அது ஓர் எலெக்ட்ரானைப் பெற்று அயனியாக மாறும்போது, அதிக அளவு ஆற்றலை வெளிப்படுத்தும். அதாவது, அது அயனியாகும்போது வெளிப்படும் ஆற்றலும் அதிகமாக இருக்கும். இம் மதிப்பு அதிகமாக இருந்தால், அயனிப் பிணைப்பு எளிதில் உண்டாகிறது. சான்றாக, ஹாலஜன்கள் எளிதில் அயனியுற்று, பல அயனிப் பிணைப்புச் சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன.

அயனியாக்க ஆற்றலைப் போலவே, தனிமங்களின் அயனியாகும்போது வெளிப்படும் ஆற்றல் தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஒவ்வொரு வரிசையிலும் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும்போது படிப் படியாக அதிகரிக்கிறது. தொகுதிகளில் மேலிருந்து கீழே செல்லச் செல்ல இதன் மதிப்பு சீராகக் குறைகிறது.

அயனியாகும்போது வெளிப்படும் ஆற்றல்

தனிமம்	கி. கலோரிகள்
ஃபுளூரின்	98·5
குளோரின்	92·5
புரோமின்	87·1
அயோடின்	79·2
ஹைடிரஜன்	16·4

ஒரு தனிமம் இப்பண்பின் மதிப்பை அதிகம் பெற்றிருப்பது அது எலெக்ட்ரான்களை எளிதில் ஏற்கும் தன்மையைக் காட்டுகிறது. எனவே, அத் தனிமம் ஆக்ஸிஜனேற்றப் பண்பைப் பெற்றிருப்பதையும் குறிக்கும்.

எலெக்ட்ரான் கவர்தன்மை (Electronegativity) : ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள ஒரு தனிமத்தின் அணு எந்த அளவுக்கு எலெக்ட்ரானை கவரக்கூடிய தன்மையைப் பெற்றிருக்கிறது என்பதை பாலிங் என்னும் விஞ்ஞானி எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் என்னும் பண்பின் மூலம் குறிப்பிட்டார். அயனியாக்க ஆற்றல், அயனியாகும்போது வெளிப்படும் ஆற்றல் ஆகிய இரண்டு பண்புகளும் எலெக்ட்ரான் கவர்தன்மையுடன் நெருங்கிய தொடர்பு உடையவை.

தங்கள் உப-ஷெல்களில் கிட்டத்தட்ட முழுவதும் நிரம்பப் பெற்ற தனிமங்கள் அதிக எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றலையும் உப-ஷெல்களில் மிகக் குறைந்த எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்ற தனிமங்கள் குறைந்த எலெக்ட்ரான் கவர்தன்மையையும் பெற்றுள்ளன என்று பொதுவாகக் குறிப்பிடுகிறோம்.

பல தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல்களை ஒப்பிட்டுப் பார்க்க, பாலிங் ஓர் அளவீட்டு முறையை வகுத்தார். A, B என்ற தனிமங்களுக்கிடையே உள்ள பிணைப்பின் ஆற்றல், (சோதனைமூலம் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட மதிப்பு), இப் பிணைப்பு சக பிணைப்பாக இருந்தால் அப் பிணைப்பின் ஆற்றல் (கணக்கிடப்பட்டது)—ஆகிய இரண்டு மதிப்புகளுக்கிடையே

உள்ள வேறுபாட்டின் மூலம் (△) தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல்களை அளக்க ஓர் அளவீட்டு முறையைக் குறிப்பிட்டார். A, B என்னும் தனிமங்களுக்கிடையே உள்ள எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் பெரிதும் மாறுபட்டால், △-ன் மதிப்பும் அதிகரிக்கிறது. △-ன் மதிப்பு கொண்டு கணக்கிடப்பட்ட தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் கவர்தன்மை வருமாறு :

தனிமம்	எலெக்ட்ரான் கவர்தன்மை	தனிமம்	எலெக்ட்ரான் கவர்தன்மை
F	4·0	C	2·5
O	3·5	I	2·4
Cl	3·0	H	2·1
N	3·0	Mg	1·2
Br	2·8	Ca	1·0
S	2·5	Na	0·9
		K	0·8

தனிம அட்டவணையில், வரிசைகளில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லச் செல்ல, தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் கவர் தன்மை அதிகரித்துக் கொண்டே செல்கிறது. தொகுதிகளில் மேலிருந்து கீழே செல்லும்போது, இந்தப் பண்பு குறைந்து கொண்டே செல்கிறது. இதிலிருந்து, மிக அதிக எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் பெற்ற தனிமங்கள் தனிம அட்டவணையில் வலது பக்கம் மேல் கோடியில் இருக்க வேண்டும் என்பது தெளிவாகிறது, F, O, Cl, S போன்ற தனிமங்கள் இதற்குச் சான்றாகும்.

பிணைப்பில் ஈடுபடும் அணுக்களுக்கிடையே எலெக்ட்ரான் கவர்தன்மையில் வேறுபாடு அதிகம் இருப்பின், உண்டாகும் சேர்மம் அயனிச் சேர்மமாக இருக்கும். எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றலின் உதவி கொண்டு, ஒரு சேர்மத்தில் உள்ள பிணைப்பில் இருக்கும் அயனிப் பண்பின் (ionic character) சதவிகிதத்தைக் கணக்கிடலாம்.

எலெக்ட்ரான் கவர்தன்மை, சேர்மங்களின் வெப்ப நிலைப்புத் தன்மையை (thermal stabilities) நிறுவுவதற்கும், பிணைப்பு ஆற்றல்களைக் கணக்கிடவும் உதவுகிறது.

முல்லிக்கன் (Mullikan) என்னும் விஞ்ஞானி தனிமங்களின் முதல் அயனியாக்க ஆற்றல் அயனியாகும்போது வெளிப்படும் ஆற்றல் ஆகியவற்றின் சராசரியைக் கணக்கிட்டு, எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றலின் மற்றோர் அளவீட்டு முறையை நிறுவினார். இம் முறை ஓரிணைதிறன் அணுக்களுக்கு மட்டுமே பொருந்தும். மேலெழுந்த வாரியாகப் பார்ப்பதற்கு இம் முறை எளிதாக இருப்பினும், இம் முறை கொண்டு எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றலை நிர்ணயிப்பது கடினமாகும். ஏனெனில், தனிமங்கள் அயனியாகும்போது வெளிப்படும் ஆற்றலைக் கண்டுபிடிப்பது எளிதல்ல. எனவே, பாலிங்கின் அளவீடே பெரும்பாலும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

வினாக்கள்

1. மெண்டலீஃபின் ஆவர்த்தன விதி யாது? மெண்டலீஃபின் தனிம வரிசை அட்டவணையின் நன்மைகள் யாவை?

2. மெண்டலீஃபின் தனிம வரிசை அட்டவணையின் குறைபாடுகள் யாவை? அவை எவ்வாறு விளக்கப்படுகின்றன?

3. தனிமங்களை வகைப்படுத்த முன்னர் கையாளப்பட்ட முறைகளைப் பற்றிக் குறிப்பு வரைக.

4. அணு எண்களைப் பற்றி மோஸ்லி செய்த சோதனைகளின் முக்கியத்துவம் யாது?

5. 'தனிமங்களின் இயற்பிய, வேதியப் பண்புகள் அவற்றின் அணு எண்களுக்கேற்ப சீராக மாற்றமடைகின்றன. ஆனால், அணு எடை எண்களுக்கேற்ற இம் மாற்றம் நிகழ்வதில்லை'—விளக்குக.

6. (i) தனிம அட்டவணையில் தொகுதி என்பது யாது? ஒரு தொகுதியில் உள்ள தனிமங்களின் பண்புகளில் எவ்வாறு மாற்றம் காணப்படுகிறது? (ii) அட்டவணையின் வரிசை என்பது என்ன? அணு எடை எண்களுக்கேற்ப தனிமங்களின் பண்புகளில் எவ்வாறு மாற்றம் காணப்படுகிறது?

7. அயனியாக்க ஆற்றல் (ionisation potential) என்றால் என்ன? இப் பண்பு எக் காரணங்களால் (factors) பாதிக்கப்படுகிறது?

8. 'ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலம் செல்லும்போது அயனியாக்க ஆற்றலின் மதிப்பு அதிகமாகவும், ஒரு தொகுதியின் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும்போது, இதன் மதிப்பு குறைந்து கொண்டும் செல்கிறது'—விளக்குக.

9. 'p-, d' அல்லது f-உப-ஷெல்லிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களை விட, s-உப ஷெல்லிலுள்ள எலெக்ட்ரானை நீக்க அதிக அளவு ஆற்றல் தேவைப்படுகிறது'—விளக்குக.

10. (a) அதிக அணுப் பருமன்; (b) குறைந்த அணுப் பருமன்; (c) அதிக அயனியாக்க ஆற்றல்; (d) குறைந்த அயனியாக்க ஆற்றல்; (e) அதிக அயனியாகும்போது வெளிப்படும் ஆற்றல்: (f) குறைந்த அயனியாகும்போது வெளிப்படும் ஆற்றல்; ஆகியவற்றைப் பெற்ற தனிமங்கள் தனிம வரிசை அட்டவணையில் எந்தெந்த இடங்களில் காணப்படுகின்றன ?

11. அயனியாகும்போது வெளிப்படும் ஆற்றல் என்பது யாது ? குளோரினிலிருந்து அயோடினுக்குச் செல்லும்போது அயனியாக்க ஆற்றலில் எவ் வகையான மாற்றம் காணப்படுகிறது ? ஏன் ?

12. கீழ்க்காணும் தனிமங்களை அவற்றின் அணுப் பருமனின் ஏறு வரிசையில் அடுக்குக :

(i) C, N, O, F

(ii) Ca, Sr, Ba

(iii) Li, Na, K, Rb, Cs

(iv) Si, P, S, Cl

13. எதிர்மின் தன்மை என்றால் என்ன? தனிம அட்டவணையில் ஒவ்வொரு வரிசையிலும் இடமிருந்து வலம் செல்லும் போதும், ஒவ்வொரு தொகுதியிலும் மேலிருந்து கீழே செல்லும் போதும் பண்பில் எம் மாதிரியான மாற்றம் காணப்படுகிறது ? விளக்குக.

14. கீழ்க்காண்பவற்றை விளக்குக :

(i) பெரிலியத்தின் முதல் அயனியாக்க ஆற்றலின் மதிப்பை விட போரானின் முதல் அயனியாக்க ஆற்றலின் மதிப்பு குறைவாக உள்ளது.

(ii) தனிமங்களின் முதல் அயனியாக்க ஆற்றலின் மதிப்பைவிட இரண்டாவது அயனியாக்க ஆற்றலின் மதிப்பு அதிகமாக உள்ளது.

(iii) இடைநிலைத் தனிமங்களின் அயனியாக்க ஆற்றலின் மதிப்பு அதிகம் மாறுமல் உள்ளது.

15. இடைநிலைத் தனிமங்கள் என்றால் என்ன ? அவற்றின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பற்றிக் குறிப்பு வரைக.

7. கதிரியக்கம்
(Radio-Activity)

1896ஆம் ஆண்டு ஹென்றி பெக்கெரல், எக்ஸ்–கதிர் களுக்கும் உறிஞ்சி ஒளி வீசலுக்கும் (fluorescence) உள்ள தொடர்பை ஆராய்ந்து கொண்டிருந்தபோது, தற்செயலாக கதிரியக்கம் என்னும் இயற்பாட்டைக் கண்டுபிடித்தார். கருப்பு காகிதத்தில் சுற்றி வைக்கப் பட்டிருந்த ஓர் ஒளிப்படத் தகடு (photographic plate) யுரேனியக் கனிமத்தால் பாதிக்கப்பட்டு இருப்பதைக் கண்டார். யுரேனியக் கனிமத்திலிருந்து வெளி வரும் கண்ணுக்குப் புலப்படாத கதிர்களால் இவ் விணை நடப்பதைக் கண்டறிந்தார். இக் கதிர்கள் காற்றை அயனி யுறச் செய்கின்றன. சிங்க் சல்ஃபைடு போன்ற பொருள்களை ஒளிரச் (luminiscence) செய்கின்றன. மேற்கூறிய பண்புகளைப் பெற்ற கதிர்களை வெளிவிடும் பொருள்களைக் ‘கதிரியக்கப் பொருள்கள்’ என்றும், இந்த இயற்பாட்டை (phenomenon) ‘கதிரியக்கம்’ எனவும் பின்னர் க்யூரி அம்மையார் பெயரிட்டார்.

இப் பண்பு யுரேனியத்திற்கு மட்டுமன்றி, வேறு பல தனிமங்களுக்கும் உடையது என்றும், வெப்பம், அழுத்தம், ஆகியவற்றின் வேறுபாட்டிற்குக் கதிரியக்கத் தனிமங்களை, அவற்றின் தனிம நிலையிலோ, சேர்ம நிலையிலோ உட் படுத்தினால், கதிர்வீச்சுத் தன்மையில் யாதொரு மாற்றமும் நிகழ்வதில்லை எனவும் பின்னர் கண்டறிந்தனர்.

யுரேனியம் தாதுக்களின் கதிரியக்கப் பண்பை அளவறி முறையில் ஆராய்ந்து கொண்டிருந்தபோது, மேரி க்யூரி பிட்ச்ப்லென்ட் (யுரேனியத்தின் தாது) மற்ற தாதுக்களைவிடப் பல மடங்கு அதிக கதிரியக்கப் பண்பைப் பெற்றிருந்ததைக் கண்டார். அதிக ஊக்கத்துடன் பல மாதங்கள் உழைத்து, அதிலிருந்து ரேடியம் என்னும் மற்றொரு தனிமத்தைப் பிரித் தெடுத்தார். இத் தனிமம் யுரேனியத்தைவிட பல மடங்கு

கதிர்வீச்சைப் பெற்றிருந்ததைக் கண்டார். 1898ஆம் ஆண்டு மற்ருெரு கதிரியக்கத் தனிமத்தைப் பிரித்தெடுத்தார். தனது தாய் நாடாகிய போலந்தை மனத்திற் கொண்டு, அத் தனிமத்திற்குப் போலோனியம் (Po) எனப் பெயரிட்டார்.

தற்காலத்தில் ஏறத்தாழ 700 கதிரியக்க ஐசோடாப்புகள் கண்டு பிடிக்கப்பட்டுள்ளன. நிலையான தனிமங்களுடைய பல ஐசோடோப்புகள் கதிரியக்கத் தன்மை பெற்றவையாக உள்ளன.

கதிரியக்கக் கதிர்கள் : கதிரியக்கப் பொருள்கள் மீது காந்தப்புலனைச் செலுத்தி, அப் பொருள்களிலிருந்து வெளி வரும் கதிர்களின் மீது சோதனைகள் நிகழ்த்தப்பட்டன. இச் சோதனைகளிலிருந்து வெளிவரும் கதிர்கள் மூன்று வகைகளாக ஆனவை என அறியப்பட்டது. ஒரு வகையான கதிர் காந்தப் புலத்தின் எதிர்ப் பக்கத்தை நோக்கி வளைந்தது. எனவே, இக் கதிர் நேர்மின்னேற்றத்தைப் பெற்றிருக்க வேண்டும். இது ஆல்ஃபா கதிர்கள் எனப் பெயரிடப்பட்டது. மற்ருெரு வகையான கதிர் காந்தப்புலத்தின் நேர்முனையை நோக்கி வளைந்து சென்றதால், இது எதிர்மின்னேற்றத்தைப் பெற்றிருக்க வேண்டும். இக் கதிர்கள் பீட்டா கதிர்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன. மூன்ருவது வகைக் கதிர்கள் காந்தப் புலத்திஞல் சிறிதும் பாதிக்கப்படாமல், நேராகச் சென்றன. இவற்றை காமா கதிர்கள் என்பர்.

ஆல்ஃபா கதிர்கள் (α-rays) : ஆல்ஃபாத் துகள்களின் மின்னேற்றம்/நிறை விகிதம் (e/m), ஹைடிரஜன் அயனியின் மின்னேற்றம்/நிறை விகிதத்தைவிட இரு மடங்கு இருப்ப தாகக் கணக்கிடப்பட்டது. இக் கதிர்கள் காந்தப்புலனின் எதிர்ப் பக்கத்தை நோக்கிச் சிறிதளவே வளைந்தன என்னும் உண்மையைக் கொண்டும், இக் கதிர்கள் மெல்லிய உலோகத் தகடுகளின் மூலம் தடுத்து நிறுத்தப்பட்டன என்பதைக் கொண்டும், அவற்றின் எடை கணக்கிடப்பட்டது. இம் முடிவு களிலிருந்து ஆல்ஃபா கதிர்கள், ஹீலியம் அயனிகளே என அறிந்தனர். அதாவது, ஹீலியம் அணுவிலிருந்து இரு எலெக்ட்ரான்களும் நீக்கப்பட்டு கிடைக்கும் அயனியே ஆல்ஃபாத் துகளாகும். எனவே, ஆல்ஃபா கதிர்களில் இரண்டு அலகு நேர்மின்னேற்றம் (He^{+2}) இருக்கிறது. அதன் எடை எண் நான்காக உள்ளது. இவ் வயனிகளின் மற்றப் பண்புகள் வருமாறு :

(i) α-கதிர்கள் கதிரியக்கப் பொருள்களிலிருந்து மிகவும் அதிகமான வேகத்தில் வெளியேற்றப்படுகின்றன. இத் துகள்களின் வேகம் $1 \cdot 5 \times 10^9$ செ. மீ. / செகண்டிலிருந்து $2 \cdot 0 \times 10^9$ செ. மீ. / செகண்டு வரை (அதாவது ஏறத்தாழ ஒளியின் வேகத்தில் பத்தில் ஒரு பங்கு) உள்ளது.

(ii) ஆல்ஃபாத் துகள்களின் எடை காரணமாக அவை உலோகத் தகடுகளின் ஊடே அதிகம் ஊடுருவிச் செல்வதில்லை. சான்றாக, 1/10 மி. மீ. அலுமினியம் தகட்டினால் ஆல்ஃபா கதிர்கள் முழுவதுமாக நிறுத்தப்படுகின்றன. பல் வேறு வகையான உலோகத் தகடுகளால் ஆல்ஃபா கதிர்கள் நிறுத்தப்படும் தூரம், எடுத்துக் கொண்டுள்ள உலோகத்தின் அணு எடை எண்ணையும் பொறுத்து அமைந்து உள்ளது. (இச் சோதனைகளின் மூலம், அணுக்களும் பொருள்களும் பெரும்பாலும் காலியான அமைப்பையே பெற்றுள்ளன என்றும், இவைகளினூடே அதிவேக துகள்களைச் செலுத்த முடியும் என்றும் ருதர்ஃபோர்டு என்னும் விஞ்ஞானி நிரூபித்தார்.)

(iii) α-துகள்களைக் காற்றினுள் செலுத்தும்போது, காற்றிலுள்ள துகள்களை அயனியுறச் செய்கின்றன. அவற்றிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களை α-துகள்கள் உறிஞ்சிக் கொள்வதால், அத் துகள்கள் அயனியுறுகின்றன.

α-துகள்கள் காற்றில் சிறிது தூரம் சென்று பின் தன் ஆற்றலை இழக்கின்றன. காற்றினூடே சென்று அயனியாக்கும் தன்மையை இழக்கும் இந்த தூரத்தை அதன் செல் தொலைவு (range of the particles) என்பர். α-துகள்களின் செல் தொலைவு, அது வெளி வரும் கதிரியக்கத் தனிமத்தைப் பொறுத்து அமைகிறது. அதிக செல் தொலைவுகளைப் பெற்ற α-துகள்களை வெளிவிடும் கதரியக்கத் தனிமம் குறைந்த அரை ஆயுள் காலத்தையும் (half-life period), குறைந்த செல் தொலைவுகளைப் பெற்ற ஆல்ஃபா கதிர்களை வெளியேற்றும் தனிமம் அதிக அரை ஆயுள் காலத்தையும் பெற்றிருக்கும். சான்றாக, 15°C வெப்பநிலையிலும், ஒரு வளி மண்டல அழுத்தத்திலும், அதிக அரை ஆயுள் காலத்தைப் பெற்ற Th^{232}–ன் வீச்செல்லை 2·9 செ.மீ. ஆனால், குறைந்த அரை ஆயுள் காலத்தைப் பெற்ற Po^{212}-ன் வீச்செல்லை முன்னர் குறிப்பிட்டச் சூழலில் 8·6 செ. மீ. ஆகவும் உள்ளது.

வேறு சில தனிமங்களின் அரை ஆயுள் காலமும், அவற்றின் வீச்செல்லைகளும் கீழே அட்டவணையில் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

கதிரியக்கத் தனிமம்	வீச்செல்லை (செ. மீ.)	அரை ஆயுள் காலம்
யுரேனியம், U^{238}	2·83	$4{\cdot}5 \times 10^{9}$ ஆண்டுகள்
ரேடியம், Ra^{226}	3·3	$1{\cdot}59 \times 10^{3}$,,
பொலோனியம், Po^{218}	4·6	3·0 நிமிடங்கள்
,, Po^{216}	5·6	0·16 செகண்டுகள்
,, Po^{212}	8·6	3×10^{-7} ,,

(iv) ஆல்ஃபாத் துகள்கள் அதிக இயக்க ஆற்றலைப் பெற்றிருக்கின்றன. ஒளிப்படத் தகட்டின்மீது இவை நிகழ்த்தும் வினைக்கு இவற்றின் அதிக ஆற்றலே காரணமாயுள்ளது.

பீட்டா கதிர்கள் (β-rays) : β-துகள்கள் அணுக்கருவின் உள்ளே இருந்து வந்த எலெக்ட்ரான்களின் கற்றையே ஆகும். இவை எதிர்மின்னேற்றத்தைப் பெற்றுள்ளதால், காந்தப் புலனில் α-கதிர்கள் வளையும் திசைக்கு எதிர் திசையில் வளைகின்றன. இத் துகள்களின் எடை மிகக் குறைந்த அளவுக்கு இருப்பதால், இவை காந்தப்புலனின் நேர்மின்னேற்றத்தின் பக்கம் மிகவும் அதிகமாக வளைந்து செல்கிறது. இவற்றின் வேகத்தைத் தவிர மற்றப் பண்புகளில் இவை எலெக்ட்ரான்களை ஒத்துள்ளன.

இக் கதிர்களின் வேறு சில முக்கியப் பண்புகளாவன

(i) பீட்டா துகள்களின் வேகம் α-துகள்களின் வேகத்தை விட பத்து மடங்கு அதிகமாக உள்ளது. அதாவது, இத் துகள்களின் வேகம் (2×10^{10} செ. மீ. / செக.) ஏறத்தாழ ஒளியின் வேகத்துடன் ஒத்துள்ளது. பீட்டா துகள் கற்றையிலுள்ள எல்லாத் துகள்களும் ஒரே வேகத்தில் செல்வதில்லை.

(ii) இத் துகள்கள் மிக அதிக வேகத்தில் செல்வதால், இவை உலோகத் தகடுகளுள், α-துகள்களைவிட பல மடங்கு

அதிக வேகமாக ஊடுருவிச் செல்கின்றன. α-துகள்களைப் போலவே, β-துகள்களையும் தடுத்து நிறுத்தும் சக்தி உலோகத்தின் அணு எடை எண்ணைப் பொறுத்து இருக்கும்.

(iii) காற்றினூடே α-துகள்களைவிட β-துகள்கள் பல மடங்கு அதிக தூரம் பாய்ந்து செல்கின்றன. இருப்பினும், β-துகள்களின் இயக்க ஆற்றல் மிகவும் குறைவாக உள்ளதால், காற்றை அயனியுறச் செய்யும் பண்பு இதற்கு மிகவும் குறைவு.

(iv) பல வேகங்களைப் பெற்ற β-துகள் கற்றையில், குறைந்த வேகத்தில் நகரும் துகள்கள் உலோகத்தினூடே குறைந்த தூரமும், அதிக வேகத்தில் நகரும் துகள்கள் அதிக தூரமும், ஊடுருவிச் செல்கின்றன.

காமா கதிர்கள் (γ-rays) : இக் கதிர்கள் காந்தப் புலனில் எப் பக்கமும் வளைவதில்லை. எனவே, இவை மின்னேற்றத்தைப் பெறவில்லை. இவற்றை X-கதிர்களுடன் ஒப்பிடலாம். ஆனால், இவற்றின் அலை நீளம் (wave length) X-கதிர்களின் அலை நீளத்தைவிட குறைவாக உள்ளது. இக் கதிர்களுக்கு நிறை கிடையாது. எனவே, இவை துகள்களாகக் கருதப்படவில்லை.

இவை மிகக் குறைந்த அலை நீளத்தைப் பெற்றுள்ளதால், பொருள்களினூடே X-கதிர்களைவிட அதிக அளவு ஊடுருவிச் செல்கின்றன. எனவே, இக் கதிர்கள் 'கடினக் கதிர்கள்' (hard rays) எனப் பெயர் பெறுகின்றன. 25 செ. மீ. இரும்புத் தகடு மூலமும், 8 செ.மீ. அகலமுள்ள லெட் தகடு மூலமும் காமா கதிர்கள் ஊடுருவிச் செல்ல இயலும். வாயுக்களை அயனியாக்கும் பண்பு இக் கதிர்களுக்கு மிகவும் குறைவு.

அணுக்கருவில், கதிரியக்கத்தினல் ஏற்படும் ஆற்றல் மாற்றங்களினலேயே காமா கதிர்கள் வெளிவருகின்றன என்று அறியப்படுகிறது. எலெக்ட்ரான் ஆற்றல் மட்டங்களைப் (energy levels) பற்றிய தகவல்களை அறிய எவ்வாறு X-நிறநிரல் உபயோகப்படுகிறதோ, அதேபோல் அணுக் கருவிலுள்ள ஆற்றல் மட்டங்களைப் பற்றிய தகவல்களை அறிய, வெளிவரும் γ-கதிர்களின் அலை நீளம் பயன்படுகிறது.

சிதைவுக் கொள்கை (Disintegration theory) : கதிரியக்கப் பண்பை எல்லாத் தனிமங்களும் பெற்றிருக்கவில்லை,

அதிக அணு எண்ணைப் பெற்ற தனிமங்களே இப் பண்பைப் பெற்றிருந்ததைக் கண்டனர். (குறைந்த அணு எண்ணைப் பெற்ற தனிமங்களின் சில ஐசோடோப்புகளும் இப் பண்பைப் பெற்றுள்ளன என்று இப்போது நாம் அறிகிறோம்.) இக் கதிர் வீச்சுக்கான காரணத்தை விளக்கப் பல கொள்கைகள் வகுக்கப்பட்டன. ரூதர்ஃபோர்டு, சாடி ஆகிய விஞ்ஞானிகள் வகுத்த சிதைவுக் கொள்கையின் சாரம் வருமாறு: 'கதிரியக்கத் தனிமங்கள் வெளித் தூண்டுதல் இல்லாமல் தானுகவே (spontaneous) மற்ற தனிமங்களாக மாற்றமடைகின்றன. இம் மாற்றங்கள் நிகழும்போது கதிரியக்கக் கதிர்கள் (α, β, γ) வெளியேற்றப்படுகின்றன. இம் மாற்றத்தைக் கூட்டவோ குறைக்கவோ முடியாது.

அக்காலத்தில் இக் கருத்து புரட்சிகரமாக இருந்தது. ஏனெனில், தனிமங்களை ஒன்று மற்றொன்றாக மாற்ற முடியாது எனக் கருதப்பட்டு வந்தது. தற்காலத்தில் நமக்குத் தெரிந்த அணுவின் அமைப்பைக் கொண்டு, சிதைவுக் கொள்கையை மேலும் எளிதில் அறியலாம்.

கதிரியக்கக் கதிர்கள் அணுக்கருவிலிருந்தே வெளிப்படு கின்றன. எனவே, இப் பண்பு அணுக்கருவுக்குரிய இயல் பாகும். அணு எடை எண் அதிகம் பெற்ற அணுக்கருக்கள் நிலையற்றது. எனவே, அவை ஒரு α-துகளையோ β-துகளையோ வெளியேற்றிப் புதிய தனிமமாக மாறும். இவ்வாறு கிடைத்த தனிமம் நிலைப்புத் தன்மை உடையதாகவோ இல்லாமலோ இருக்கலாம். நிலைப்புத் தன்மையற்றதாக இருப்பின், மேலும் துகள்களை வெளிவிடுகிறது. மற்றொரு புதிய தனிமமாக மாறு கிறது. இவ்வாறு தனிமங்களிடையேயான மாற்றம் தொடர்ந்து நிகழ்ந்து கொண்டே யிருக்கும். நிலைப்புத் தன்மை பெற்ற அணுக்கருவாக மாறிய பின், கதிர்வீச்சும் நின்றுவிடும். இவ்வாறு அணுக் கருவில் ஏற்படும் ஆற்றல் மாற்றங்களினுல் γ-கதிர்களும் வெளியேற்றப்படுகின்றன. சான்ருக, ரேடியத்தின் வினைத் தொடரைக் கீழ்க்காணுமாறு காட்டலாம் :

$$\text{ரேடியம்} \xrightarrow{\alpha} \text{Rn} \xrightarrow{\alpha} \text{Po} \xrightarrow{\alpha} \text{Pb} \xrightarrow{\beta} \text{Bi}$$

எனவே, ஒரு குறிப்பிட்ட நிறை ரேடியத்தை எடுத்துக் கொண்டால் அதில் Po, Rn, Pb ஆகியவைகளும் இருக்கும். எனவே, இக் கலவை α-, β-கதிர்களை வெளிவிடுகிறது.

தனிமத் தொகுதி இடப் பெயர்ச்சி விதி (Group displacement law)

(i) ஒரு கதிரியக்கத் தனிமத்திலிருந்து ஒரு α-துகள் வெளியேற்றப்பட்டவுடன், ஏற்படும் புதிய தனிமத்தில் எடை எடுத்துக் கொண்ட தனிமத்தைவிட 4 அலகுகளும், நேர்மின்னேற்றத்தில் இரண்டு அலகுகளும் குறைவாயுள்ளன. எனவே, அணு எண் இரண்டு அலகுகள் குறைவதால், கிடைத்த புதிய தனிமம் மெண்டலீஃபின் தனிம வரிசை அட்டவணையில், எடுத்துக் கொள்ளப்பட்ட தனிமத்தின் தொகுதியினின்று இடது பக்கமாக இரண்டு தொகுதிகள் தள்ளிக் காணப்படும்.

$$_{88}Ra^{226} \longrightarrow {}_{86}Rn^{222} + {}_{2}He^{4}$$

(இங்கு குறியீட்டின் வலது மேல்பக்கம் இருக்கும் எண் நிறை எண்ணையும், இடது கீழ்ப்பக்கம் இருக்கும் எண் அணு எண்ணையும் குறிக்கும்.)

தனிமங்கள்	Ra	Rn
அணு எண்	88	86
நிறை எண்	226	222
தொகுதி எண்	II	0

இவ்வாறு வெளியேறிய α-துகள்கள் காற்றிலிருந்து இரண்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்று, ஹீலியம் அணுவாக மாறும். (இதனால்தான் கதிரியக்கத் தனிமங்களின் அருகில் ஹீலியம் வாயு காணப்படும்.) பின் உண்டான புதிய தனிமத்தின் வெளிச் சுற்றுப் பாதையிலிருந்து இரு எலெக்ட்ரான்கள் காற்று மண்டலத்திற்கு வெளியேறுவதால், அத் தனிமத்தின் மின்னேற்றங்கள் ஈடு செய்யப்படுகின்றன.

(ii) கதிரியக்கத் தனிமம் ஒரு பீட்டாத் துகளை வெளியேற்றும்போது எடையில் மாறுதல் ஏற்படுவதில்லை. ஏனெனில் பீட்டாத் துகளின் எடை மிகக் குறைந்த அளவுக்கு உள்ளது. ஆனால், அணுக்கருவின் நேர்மின்னேற்றம் ஓர் அலகு

அதிகரிக்கிறது. இதனால் உண்டான தனிமத்தின் அணு எண் ஓர் அலகு அதிகரிப்பதால், இத் தனிமம் எடுத்துக் கொண்ட தனிமத்தின் தொகுதியினின்று (தனிம வரிசை அட்டவணையில்) வலப் பக்கமாக ஒரு தொகுதி தள்ளிக் காணப்படும்.

அணுக்கருவுக்குள் எலெக்ட்ரான்கள் காணப்படுவதில்லை. எனவே, எலெக்ட்ரான் அணுக்கருவிலிருந்து வெளி வருவது ஒரு நியூட்ரான் சிதைவடைந்து புரோட்டானாகவும் எலெக்ட்ரானாகவும் மாறுவதனாலேயே எனக் கருதப்படுகிறது.

$$n^0 \longrightarrow p^+ + e^-$$

இவ்வாறு α-, β-துகள்கள் வெளி வருவதால் உண்டாகும் தனிமம் எடுத்துக் கொள்ளும் தொகுதிகள் பற்றிய மேற்கண்ட முடிவுகளை பெஜான்ஸ், சாடி என்னும் விஞ்ஞானிகள் தனிமத் தொகுதி இடப் பெயர்ச்சி விதி என்னும் தலைப்பின் கீழ் அளித்தனர்.

சிதைவு வேகம் (Rate of disintegration) : ஒரு கதிரியக்கத் தனிமத்தில் ஒரு குறிப்பிட்ட நேரத்தில் சிதைவடையும் அணுக்களின் எண்ணிக்கை அந்த நேரத்தில் அத் தனிமத்திலுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கைக்கு நேர் விகிதத்தில் இருக்கும். இதுவே கதிரியக்கச் சிதைவு விதியாகும் (law of radioactive decay). எனவே, கதிரியக்கம் ஒரு முதல் வகை வினையாகும் (first order reaction). மேலே கூறப்பட்ட விதியைக் கணித முறைப்படி விளக்கலாம். கதிரியக்கத் தனிமத்தின் அணுக்களின் எண்ணிக்கையை N எனக் கொண்டால், குறிப்பிட்ட நேரத்தில் சிதைவடையும் அணுக்களின் எண்ணிக்கை (அதாவது, சிதைவு வேகம்), $-dN/dt$ ஆக இருக்கும். இங்கு (—) குறியீடு நேரம் செல்லச் செல்ல N-ன் மதிப்பு (அணுக்களின் எண்ணிக்கை) குறைவதைக் காட்டுகிறது. எனவே,

$$-dN/dt = \lambda N$$

இங்கு λ என்பது மாறிலி. இதை கதிரியக்க மாறிலி என்றும், சிதைவு மாறிலி என்றும் கூறுவர்.

இச் சமன்பாட்டால் தொகை கண்டு (integration) மடக்கையின் அடியாக (base of the logarithm) மாற்றினால், முதல் வகை வினைக்குரிய சமன்பாட்டைப் பெறுகிறோம்.

$$\lambda = \frac{2 \cdot 303}{t} \log \frac{N_0}{N}$$

இங்கு N_0 என்பது ஆரம்பத்தில் உள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கை, N என்பது t நேரத்திற்குப் பின் உள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கை.

இவ்வகை விணைப்படி, ஒரு கதிரியக்கத் தனிமம் முழுவதுமாகச் சிதைவடைய முடிவிலா நேரமாகும். எனவே, பல கதிரியக்கத் தனிமங்களின் சிதைவு நேரத்தை ஒப்பிட 'அரை ஆயுள் காலம்' பயன்படுத்தப்படுகிறது. அத் தனிமம் தன்னுடைய ஆரம்ப அளவிலிருந்து பாதியாகச் சிதைவடைவதற்கு எடுத்துக் கொள்ளும் காலம் அரை ஆயுள் காலம் எனப்படுகிறது. இது T என குறிக்கப்படுகிறது.

T-ஐ மேலே கொடுக்கப்பட்டுள்ள சமன்பாட்டிலிருந்து பெறலாம். பாதிச் சிதைவின்போது $t = T$, $N = \frac{1}{2} N_0$. எனவே,

$$\lambda = \frac{2 \cdot 303}{T} \log \frac{N_0}{N_0/2}$$

$$= \frac{2 \cdot 303}{T} \times \log 2$$

$$T = \frac{2 \cdot 303}{\lambda} \times \log 2 = \frac{0 \cdot 6931}{\lambda}$$

முதல் வகை விணைகளுக்கே உரிய இயல்புபடி, இவ் விணையிலும் அரை ஆயுள் காலம் எடுத்துக் கொள்ளப்பட்டுள்ள தனிமத்தின் அணுக்களின் எண்ணிக்கையை பொறுத்து அமைவதில்லை. அதாவது 10 கிராம் கதிரியக்கத் தனிமம் 5 கிராம் கதிரியக்கத் தனிமமாக சிதைவடைய எவ்வளவு நேரம் ஆகிறதோ, அதே நேரம்தான் 1 கி. தனிமம் $\frac{1}{2}$ கி. தனிமமாகவோ, அல்லது 1000 கி. தனிமம் 500 கி. தனிமமாகவோ சிதைவடைய ஆகும்.

மேலே குறிப்பிட்ட சமன்பாட்டைக் கொண்டு தனிமங்களின் அரை ஆயுள் காலங்களின் மதிப்பைக் கண்டு பிடிக்கலாம், சில தனிமங்களின் அரை ஆயுள் காலம் இந்த

அத்தியாயத்தின் முதலில் அட்டவணையில் கொடுக்கப்பட்டு உள்ளது. ரேடியத்தின் இம் மதிப்பு $1 \cdot 59 \times 10^{3}$ ஆண்டுகள். அதாவது குறிப்பிட்ட நிறை ரேடியம் (எந்த அளவாக இருந்தாலும்), அதில் பாதியாகச் சிதைவடைய 1590 ஆண்டுகள் ஆகும்.

கைகர்-நட்டால் விதி (Geiger-Nuttal rule) : கதிரியக்கத் தனிமங்கள் வெளிவிடும் α-துகள்களின் செல் தொலைவிற்கும் (range, R), அத்தனிமத்தின் கதிரியக்க மாறிலி (λ)க்கும் உள்ள தொடர்பைக் காட்டுவது கைகர்-நட்டால் விதியாகும். இவ் விதியைக் கணித முறைப்படி பின்வருமாறு காட்டலாம்.

$$\log \lambda = b + c \log R$$

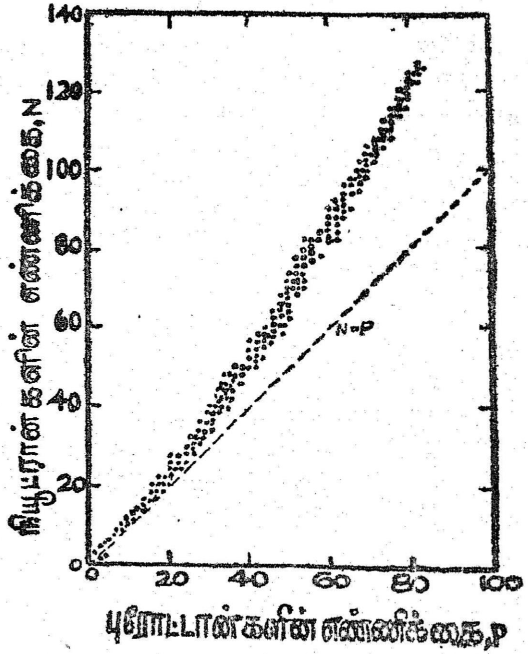
இங்கு b-ம், c-ம் மாறிலிகளாகும். இவ் விதி சரியாக இருப்பின், $\log \lambda$-ஐ, $\log R$-க்கு எதிராகக் கொண்டு ஒரு வரைபடம் வரைந்தால், ஒரு நேர் கோடு கிடைக்க வேண்டும். பல தனிமங்களுக்கு இவ் விதி சரியே என சோதனைகள் மூலம் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. இவ் விதிப்படி λ-ன் மதிப்பு அதிகமாக இருந்தால், R-ன் மதிப்பும் அதிகமாக இருக்கும். ஒரு தனிமத்தின் அரை ஆயுள் காலம் குறைவாக இருந்தால் (அதாவது, எளிதில் சிதைவடைந்தால்) அதன் λ-ன் மதிப்பு அதிகமாக இருக்கும். (அரை ஆயுள் கால சமன்பாட்டைக் காண்க.) எனவே, அதன் செல் தொலைவும் (R) அதிகமாக இருக்கும். இவ் வுண்மையை முன்னமேயே α-துகள்களின் பண்புகளில் பார்த்தோம்.

அணுக்கருவின் நிலையற்ற தன்மை (Nuclear instability) : அணுக்கருவின் நிலைப்புத் தன்மைக்கு, அணுக்கருவினுள் உள்ள புரோட்டான்களுக்கும், நியூட்ரான்களுக்கும் இடையே உள்ள ஈர்ப்பு விசை காரணமாகக் கருதப்படுகிறது. இந்த ஈர்ப்பு விசை புரோட்டான்களும், நியூட்ரான்களும் ஒரே எண்ணிக்கையில் இருந்தால், அதிகமாகவும், அதாவது எந்த அணுக்கருவில் நியூட்ரான்/புரோட்டான் (N/P) விகிதம் ஒன்று ஆக இருக்கிறதோ (N/P = 1), அந்த அணுக்கரு நிலைப்புத் தன்மை அதிகமாக உடையதாக இருக்கும். உதாரணமாக, ${}_{2}He^{4}$, ${}_{8}O^{16}$, ${}_{6}C^{12}$, ${}_{7}N^{14}$, ${}_{20}Ca^{40}$ ஆகியவை நிலைப்புத் தன்மை அதிகம் உடையனவாக உள்ளது.

மேலும் அணுக்கருவுக்குள் இருக்கும் புரோட்டான்களிடையே விலகு விசை (repulsive forces) இருக்குமாகையால்,

அணுக்கரு தன்னிடம் உள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையைக் குறைக்க முயலும். எனவே, அணுக்கருக்கள் நிலைப்புத் தன்மையை அதிகம் பெற, (1) N/P விகிதத்தை ஒன்று ஆகச் செய்யவும், (2) தன்னிடமுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையைக் குறைக்கவும், கதிர்வீச்சு வினைகளில் ஈடுபடும்.

இயற்கையில் கிடைக்கும் தனிமங்களின் ஐசோடோப்புகளுக்கு புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கைக்கு எதிராக, அவற்றின் நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கையை புள்ளியிட்ட கோடு மூலம் வரைபடத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளது. அதில் உள்ள நேர் கோடு சமமான எண்ணிக்கையுள்ள புரோட்டா



படம் 13

னையும், நியூட்ரானையும் பெற்ற (நிலைப்புத் தன்மை அதிகம் பெற்ற) தனிமங்களைக் காட்டுகிறது. இந்த நேர் கோட்டிலிருந்து ஒரு தனிமத்தின் ஐசோடோப்பின் புள்ளி எவ்வளவுக்கெவ்வளவு விலகிச் செல்கிறதோ, அவ்வளவுக்கவ்வளவு நிலைப்புத் தன்மை குறைந்ததாக இருக்கும். குறைந்த அணு

எடை எண்களைப் பெற்ற தனிமத்தின் புள்ளிகள் நேர் கோட்டை ஒட்டியும், அதிக அணு எடை எண்களைப் பெற்ற தனிமங்களின் புள்ளிகள் இக் கோட்டை விட்டு விலகிச் செல்வதையும் காண்க.

N/P விகித மதிப்பு ஒன்றுக்கும் அதிகமாகப் பெற்ற தனிமங்கள் கதிர்களை வீசி, இந்த விகிதத்தை ஒன்ருக மாற்ற செயல்படுகின்றன. அதிக நியூட்ரான்களைப் பெற்ற அணுக் கரு β-துகள்களை வீசுவதன் மூலம் N/P விகிதத்தைக் குறைக் கிறது. நியூட்ரான்கள் புரோட்டான்களாக மாறும்போது β-துகள்கள் வெளிப்படுகின்றன.

$$N \longrightarrow p^+ + e^-$$

நியூட்ரான்களை வெளி விட்டும் (neutron emission), N/P விகிதத்தைக் குறைக்க முடியும். ஆனுல், நியூட்ரான் வெளி விடல் நிகழ்ச்சி பெரும்பாலான தனிமங்களில் இல்லை.

N/P விகிதத்தின் மதிப்பு ஒன்றுக்குக் குறைவாக உள்ள தனிமங்கள், கீழ்க்காணும் நிகழ்ச்சிகள் மூலம் இவ் விகிதத்தை ஒன்றுக்கு உயர்த்துகின்றன. (1) ஒரு புரோட்டான் சிதைந்து நியூட்ராஞகவும், பாசிட்ராஞகவும் (β^+) மாறுகிறது.

$$p^+ \longrightarrow n^0 + (\beta^+)$$

பாசிட்ரானை நேர்மின்னேற்றம் பெற்ற எலெக்ட்ரான்கள் எனலாம். இவ் வினையை 'பாசிட்ரான் வெளியேற்றம்' என்பர். (2) இம்முறைப்படி K-ஆர்பிட்டாலில் உள்ள எலெக்ட்ரானை அணுக்கருவிலுள்ள ஒரு புரோட்டான் கவர்ந்து, நியூட்ராஞக மாறுகிறது. இதனுல் N/P விகிதம் அதிகரிக்கிறது.

$$p^+ + e^- \longrightarrow n^0$$

இந் நிகழ்ச்சியை 'K-ஆர்பிட்டால் எலெக்ட்ரானை கவர்ந்து கொள்ளுதல்' (K-orbital electron capture) என்பர்.

மாஜிக் எண்கள் (Magic numbers) : 2, 10, 18, 36, 54, 86 எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்ற தனிமங்கள் மிகவும் நிலைப்புத் தன்மை உடையனவாக உள்ளன. இவைகள் மந்த வாயுக்கள் ஆகும். மந்த வாயுக்களின் அணுக்களில், வெளிப் புற சுற்றுப் பாதைகள் எல்லாம் எலெக்ட்ரான்களால்

முழுவதும் நிறைந்திருப்பதால், அவை வேதிய வினைகளில் எளிதில் ஈடுபடுவதில்லை. நிரம்பப் பெறாத சுற்றுப் பாதைகளைப் பெற்றிராது இருத்தலே மந்த வாயுக்களின் நிலைப்புத் தன்மைக்கும், வேதிய வினைகளில் ஈடுபடாமல் இருக்கும் இயல்புக்கும் காரணம் என்று அறியப்படுகிறது.

இதுபோலவே 2, 8, 20, 50, 82, 126...கருத்துகள்களைப் (nucleons) பெற்ற தனிமங்கள் மிகவும் நிலையானதாக உள்ளன. நியூக்லியான் அல்லது கருத்துகள் என்பது நியூட்ரானுக்கும், புரோட்டானுக்கும் உள்ள பொதுவானப் பெயராகும். மேலே கூறப்பட்ட இந்த எண்கள் மாஜிக் எண்கள் (magic numbers) எனப்படுகின்றன. புறக் கருப் பகுதியைப் போலவே, அணுக் கருவுக்குள்ளும் பல ஆற்றல் நிலைகள் அல்லது சுற்றுப் பாதைகள் உள்ளதாகக் கருதப்படுகிறது. நிரம்பப் பெறாத சுற்றுப் பாதைகளைப் பெறாத அமைப்பிற்கு (நிரம்பப் பெற்ற சுற்றுப் பாதைகளை மட்டுமே பெறுவதற்கு) தேவையான நியூக்லியான்களின் எண்ணிக்கைகளே மாஜிக் எண்களாகும்.

மாஜிக் எண்களுக்கு அதிகமாகவும், குறைவாகவும் எண்ணிக்கையுடைய நியூக்லியான்களைப் பெற்ற அணுக்களைவிட மாஜிக் எண்களுடைய நியூக்லியான்களைப் பெற்ற அணுவே இயற்கையில் அதிக அளவில் கிடைக்கிறது. மேலும் இவ்வெண்களைவிட சிறிது அதிக எண்ணிக்கையுடைய நியூக்லியான்களைப் பெற்ற தனிமங்கள் நிலைப்புத் தன்மை பெற்றவைகளாக இருப்பதில்லை. அத் தனிமங்கள் நியூட்ரான்களை வெளிவிட்டு மாஜிக் எண் நியூக்லியான்களை அடைகின்றன.

மாஜிக் எண்களைப் பெற்ற தனிமங்களின் அணுக்கருக் கட்டு ஆற்றல் (binding energy), அதன் மேலும், கீழும் உள்ள தனிமங்களின் கட்டு ஆற்றலைவிட அதிகமாக உள்ளது. இது இத் தனிமங்களின் நிலைப்புத் தன்மையைக் குறிக்கிறது.

நிறை இழப்பும், அணுக்கருக் கட்டு ஆற்றலும் (Mass defect and binding energy): தற்காலத்தில் நிறை நிரல் வரையி (mass spectrograph) உதவி கொண்டு புரோட்டான், நியூட்ரான், எலெக்ட்ரான் ஆகியவற்றின் நிறைகள் துல்லியமாகக் கணக்கிடப்பட்டுள்ளன. $O^{16} = 16{\cdot}00000$ என்பதை அடிப்படையாகக் கொண்டு, பௌதிக அணு எடை எண்ணின் அளவீட்டு முறையில், இத் துகள்களின் நிறைகள் நிர்ணயிக்கப் பட்டன.

புரோட்டான் = 1·00758 எடை அணு நிறை அலகுகள்

நியூட்ரான் = 1·00893 ,,

எலெக்ட்ரான் = 0·0005486 ,,

ஹீலியம் அணுவில் இரு எலெக்ட்ரான்களும், இரு புரோட்டான்களும், இரு நியூட்ரான்களும் உள்ளன. மேற்கூறிய முடிவுகள் மூலம் ஹீலியம் அணுவின் எடையைக் கணக்கிடலாம்.

$$(2 \times 0{\cdot}0005486) + (2 \times 1{\cdot}00758) + (2 \times 1{\cdot}00893) = 4{\cdot}03411$$

எனவே, கணக்கிடப்பட்ட அணு எடை எண் = 4·03411

ஆனால் சோதனை மூலம் கண்டறியப்பட்ட அணு எடை எண் = 4·00390.

இவ்வாறு கணக்கிடப்பட்ட மதிப்புக்கும், சோதனை மூலம் கண்டறியப்பட்ட மதிப்புக்கும் உள்ள வேறுபாடு நிறை இழப்பு (mass defect) எனப்படுகிறது. ஹீலியம் அணுவின் நிறை இழப்பு = 4·03411 — 4·00390 = 0·03021 எடை அலகுகள்.

இதுபோலவே மற்றத் தனிமங்களின் நிறை இழப்பு கீழே அட்டவணையில் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

தனிமம்	அணுக்கரு	நிறை இழப்பு	அணுக்கருக் கட்டு ஆற்றல் Mev	அணுக் கருக் கட்டு ஆற்றல் (ஒரு சிறு துகளுக்கு) Mev
ஹைடிரஜன்	$_1H^2$	0·00235	2·2	1·09
லித்தியம்	$_3Li^7$	0·0420	39·1	5·59
கார்பன்	$_6C^{12}$	0·0986	91·8	7·66
அயர்ன்	$_{26}Fe^{56}$	0·523	487	8·70
லெட்	$_{82}Pb^{204}$	1·700	1,510	7·77

ஹீலியம் அணு அதன் துகள்களிலிருந்து உருவாக்கப்படும் போது, 0·03021 நிறை அழிக்கப்பட்டு, அதற்குச் சமமான ஆற்றலாக மாற்றப்படுகிறது. இந்த ஆற்றல் மிகச் சிறிய அணுக்கருக்குள் பல கருத்துகள்களை ஒருங்கே வைக்கும் விசையாகப் பயன்படுகிறது. இந்த ஆற்றலே அணுகட்டு ஆற்றல் (binding energy) எனப்படுகிறது.

தனிமங்களின் கருக்கட்டு ஆற்றலை, அவற்றின் நிறை இழப்பிலிருந்து, ஐன்ஸ்டீனின் நிறை–ஆற்றல் சமன்பாட்டின் மூலம் கணக்கிடலாம்.

$$E = mc^2$$

$$E = 0{\cdot}03021 \times (3 \times 10^{10})^2 \times 1{\cdot}661 \times 10^{-24}$$ எர்குகள்

(1 எடை அலகு $= 1{\cdot}661 \times 10^{-24}$ கிராம்)

$$= 4{\cdot}5119 \times 10^{-5}$$ எர்குகள்

அணுவின் கருக்கட்டு ஆற்றல்கள் மில்லியன் எலெக்ட்ரான் வோல்ட்டுகளில் குறிக்கப்படுகின்றன.

(1 Mev $= 1{\cdot}602 \times 10^{-6}$ எர்குகள்)

எனவே, ஹீலியத்தின் கருக்கட்டு ஆற்றல்

$$= \frac{4{\cdot}5119 \times 10^{-5}}{1{\cdot}602 \times 10^{-6}} \text{ Mev}$$

$$= 28{\cdot}12 \text{ Mev}$$

ஹீலியம் அணுவில் மொத்தம் நான்கு கருத்துகள்கள் உள. எனவே, ஒரு துகளுக்கான கட்டு ஆற்றல் $= 28{\cdot}12/4 = 7{\cdot}03$ Mev.

மற்ற தனிமங்களுக்கான கருக்கட்டு ஆற்றல்களும், ஒரு துகளுக்கான கட்டு ஆற்றலும் மேலே அட்டவணையில் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

ஓர் எடை அலகுக்குச் சமமான கட்டு ஆற்றல் 931 Mev. இதைக் கொண்டு அணுக்களின் கட்டு ஆற்றல்களை கீழ்க் காணும் சமன்பாட்டைப் பயன்படுத்தி பெறலாம்.

$$\text{கட்டு ஆற்றல் (Mev)} = 931 \left\{M_p Z + M_r (A - Z) - M\right\}$$

இங்கு M_p = புரோட்டனின் நிறை ; Z = அணு எண் ; M_n = நியூட்ரானின் நிறை ; A = நிறை எண் ; M = துல்லிய அணு எடை எண்.

ஒரு நியூக்லியானுக்கு அதிக கருக்கட்டு ஆற்றலைப் (nuclear binding energy) பெற்ற அணுக்கருக்கள் அதிக நிலைப் புத் தன்மையையும், குறைந்த மதிப்பைப் பெற்ற அணுக் கருக்கள் குறைந்த நிலைப்புத் தன்மையையும் பெற்றிருக் கின்றன.

நிறை எண் 25 முதல் 140 வரை பெற்ற தனிமங்களின் மதிப்பு ஏறத்தாழ 8·5 Mev/துகள் ஆக உள்ளது. இந்த நிறை எண்ணுக்கு மேலும், கீழும் உள்ள தனிமங்களின் இவ்வாற்றல் மதிப்பு குறைவாக உள்ளது. எனவே, அவற்றின் கருக்களின் நிலைப்புத் தன்மை குறைவாகவே இருக்கும்.

ஒரு கருத்துகளுக்கான கட்டு ஆற்றலுக்குப் பதிலாக ஒரு துகளுக்கான நிறை இழப்பையும் கணக்கிடலாம். ஒரு துகளுக்கான நிறை இழப்பையே கட்டு பின்னம் (packing fraction) என்பர்.

$$\text{கட்டு பின்னம் } (f) = \frac{M - A}{A} = \frac{\Delta}{A}$$

Δ என்பது அணுவின் நிறை இழப்பையும் M என்பது ஐசோடோப்பின் அணு எடை எண்ணையும், A என்பது நிறை எண்ணையும் குறிக்கும்.

மிகக் குறைந்த அணு எண்களைப் பெற்ற தனிமங்களும் அதிக அணு எண்களைப் பெற்ற தனிமங்களும் கட்டு பின்னத் திற்கு (—) மதிப்புகளையும், மற்ற தனிமங்கள் (+) மதிப்புகளை யும் பெற்றுள்ளன.

தனிமங்களின் கட்டு பின்னங்களைக்கொண்டு அவற்றின் அணு எடை எண்களைத் துல்லியமாக நிர்ணயிக்க இயலும்.

கதிரியக்கத் தொடர்கள் (Radioactive series): இயற்கையில் காணப்படும் கதிரியக்கத் தனிமங்கள் பெரும்பாலும் அதிக அணு எண்ணையும், நிறை எண்ணையும் பெற்றுள்ளன. 83-க்கும் அதிகமாக அணு எண்களைப் பெற்ற தனிமங்கள் கதிரியக்கத் தனிமங்களாகும். இதைவிடக் குறைந்த அணு எண்களைப் பெற்ற சில தனிமங்களின் குறிப்பிட்ட ஐசோடோப்புகள் மாத்திரமே கதிரியக்கத் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன.

இயற்கையான கதிரியக்கத் தனிமங்கள் கதிர்களை வீசி புதிய தனிமங்களாக மாற்றமடைகின்றன. புதிய தனிமமும் நிலையற்றதாக இருப்பின், அதுவும் கதிர்களை வீசி வேறு தனிமமாக மாற்றமடையும். இத் தொடர்வினை, நிலையான தனிமம் கிடைக்கும் வரை நடந்துகொண்டே யிருக்கும். தொடக்கத் தனிமத்திலிருந்து, இறுதியில் கிடைக்கும் நிலையான தனிமம் வரை உள்ள தனிமங்களை கதிரியக்கத் தொடர் அல்லது குடும்பம் (radioactive series or family) என்பர். இயற்கையில் கிடைக்கும் கதிரியக்கத் தனிமங்களை மூன்று தொடர்களாக (வரிசைகளாக) பிரிக்கப்பட்டுள்ளன. இவை யுரேனியம், தோரியம், ஆக்டினியம் தொடர்கள் எனப்படும். இவை தவிர நெப்ட்யூனியத்தை முதல் தனிமமாகக் (parent element) கொண்ட செயற்கைக் கதிரியக்கத் தொடரும் உள்ளது.

இவ் வரிசைகள் $4n$ (அல்லது தோரியம்), $4n + 1$ (நெப்ட்யூனியம்), $4n + 2$ (யுரேனியம்), $4n + 3$ (ஆக்டினியம்) வரிசைகள் எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன. $4n$ வரிசையிலுள்ள தனிமங்களின் நிறை எண்கள் சரியாக நான்கால் வகுக்கப்படுகின்றன. மற்ற மூன்று வரிசைகளில் உள்ள தனிமங்களின் நிறை எண்களை நான்கால் வகுக்கும்போது முறையே 1, 2, 3 எண்கள் மீதியாகக் கிடைக்கின்றன.

கிளார்க் அல்லது சேஷாத்திரி எழுதிய பௌதிக-கணிதயியல் அட்டவணைப் புத்தகங்களில் இயற்கையில் காணப்படும் மூன்று வகை வரிசைகள், அந்த வரிசையின் தனிமங்களின் அணு எடை எண்கள், அணு எண்கள், பாதிச் சிதைவு காலங்கள், அவை வெளிவிடும் கதிர்கள் ஆகியவை கொடுக்கப்பட்டுள்ளன. இம் மூன்று வரிசைகளிலும் லெட் இறுதித் தனிமமாக கிடைப்பதைக் காண்க. இதனால்தான் இயற்கையில் கிடைக்கும் கதிரியக்கத் தனிமங்கள் எல்லாவற்றிலும் லெட் கலந்திருக்கிறது. செயற்கைக் கதிரியக்க வரிசையில் கிடைக்கும் இறுதித் தனிமம் பிஸ்மத் ஆகும்.

தோரியம் வரிசை (4*n*)

அணு எடை எண்	அணு எண்	குறியீடு	பாதிச் சிதைவு காலம்
232	90	Th ↓ α	$1{\cdot}39 \times 10^{10}$ வ
228	88	Ms — Th_1 (Ra) ↓ β	6·7 வ
228	89	Ms — Th_2 (Ac) ↓ β	6·2 ம
228	90	Ra — Th ↓ α	1·9 வ
224	88	ThX ↓ α	3·64 நா
220	86	Th Em ↓ α	54·4 செ
216	84	ThA ↓ α	0·16 செ
212	82	ThB ↓ β	10·6 ம
212	83	ThC ↓ β α ↓	60·8 நி
212 208	84 81	ThC′ ThC″ ↓ α ↓ β / /	3×10^{7} செ 3·1 நி
208	82	ThD (தோரியம் லெட்)	நிலையானது

வ—வருடங்கள்; நா—நாட்கள்; ம—மணிகள்;

நி—நிமிடங்கள்; செ—செகண்டுகள்;

யுரேனியம் வரிசை $(4n + 2)$

அணு எடை எண்	அணு எண்	குறியீடு	பாதிச் சிதைவு காலம்
238	92	UI	$4{\cdot}01 \times 10^{9}$ வ
		↓ α	
234	90	UX_1	24·5 நா
		↓ β	
234	91	UX_2	68 செ
		↓ β	
234	92	UII	$2{\cdot}7 \times 10^{5}$ வ
		↓ α	
230	90	Io	$8{\cdot}3 \times 10^{4}$ வ
		↓ α	
226	88	Ra	1590 வ
		↓ α	
222	86	Ra Em	3·82 நா
		↓ α	
218	84	RaA	3·05 நி
		↓ α	
214	82	RaB	26·8 நி
		↓ β	
214	83	RaC	19·7 நி
		β ↓ ↓ α	
214	84	RaC′	$1{\cdot}5 \times 10^{-4}$ செ
210	81	RaC″	1·32 நி
		α ↓ ↓ β	
210	82	RaD	22 வ
		↓ β	
210	83	RaE	5 நா
		↓ β	
210	84	RaF	140 நா
		↓ α	
206	82	RaG (ரேடியம் லெட்)	நிலையானது

ஆக்டினியம் வரிசை (4n + 3)

அணு எடை எண்	அணு எண்	குறியீடு	பாதிச் சிதைவு காலம்
2350	92	Ac—U ↓ α	$7{\cdot}07 \times 10^{8}$ வ
231	90	Uy ↓ β	24·6 ம
231	91	Pa ↓ α	$3{\cdot}2 \times 10^{4}$ வ
227	89	Ac ↓ β	13·5 வ
227	90	Ra — Ac ↓ α	18·9 நா
223	88	AcX ↓ α	11·2 நா
219	86	Ac Em ↓ α	3·92 செ
215	84	AcA ↓ α	$1{\cdot}83 \times 10^{-3}$ செ
211	82	AcB ↓ β	36·1 நி
211	83	AcC β ↓ α ↓	2·16 நி
211	84	AcC′ α ↓	5×10^{-3} செ
207	81	AcC″ ↓ β	4·8 நி
207	82	AcD (ஆக்டினியம் லெட்)	நிலையானது

வரிசை	வரிசையில் முதல் தனிமம்	வகை
தோரியம்	^{232}Th	$4n$ (இயற்கையானது)
நெப்ட்யூனியம்	^{237}Np	$4n+1$ (செயற்கைமுறையில்)
யுரேனியம்	^{238}U	$4n+2$ (இயற்கையானது)
ஆக்டினியம்	^{235}U	$4n+3$ (இயற்கையானது)

இத் தொடர்களில் தனிமத் தொகுதி இடப் பெயர்ச்சி விதி ஒத்து வருவதை பௌதிக-கணிதயியல் அட்டவணைப் புத்தகங்களில் காண்க (Clark or Seshadri tables).

செயற்கை முறையில் தனிம மாற்றம் (Artificial transmutation) : ஒரு தனிமத்தின் அணுக்களை மற்றொரு தனிம அணுக்களாக மாற்ற இயலாது என்பது பழங்காலக் கொள்கை. செயற்கை முறையில் தனிம மாற்றங்களை தற்காலத்தில் நிகழ்த்துகின்றனர். 1919ஆம் ஆண்டு ரூதர்போர்டு ரேடியம் C, போலோனியம் ஆகியவற்றிலிருந்து வெளிப்படும் α-துகளை நைட்ரஜன் அணுக்கள் மீது மோதச் செய்தார். இந்த α-துகள்கள் அதிவேகத்தில் நகரும் துகள்களாகும். இந் நிகழ்ச்சியின்போது புரோட்டான்கள் வெளிவருவதைக் கண்டார். இவ் வினையின்போது நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜனாக மாற்றப்பட்டுள்ளது.

$$_{7}N^{14} + {}_{2}He^{4} \longrightarrow {}_{8}O^{17} + {}_{1}H^{1}$$

இதேபோல் போரான் முதல் பொட்டாசியம் வரை உள்ள எல்லாத் தனிமங்களும் (ஆக்ஸிஜன், கார்பன் தவிர), α-துகள்களினால் தாக்கப்படும்பொழுது அணுக்கரு வினைகள் நிகழ்ந்து, தனிம மாற்றங்கள் நிகழ்கின்றன. இவ்வாறு தாக்கும் பொருளை எறிபொருள் (projectile) என்கிறோம்.

பெரிலியம் அணுக்கரு α-துகள்களால் தாக்கப்படும்போது, அது கார்பனாக மாற்றம் அடைகிறது. இவ்வினையில் நியூட்ரான் வெளிப்படுகிறது.

$$_{4}Be^{9} + {}_{2}He^{4} \longrightarrow {}_{6}C^{12} + {}_{0}n^{1}$$

அணுக்கரு மாற்றங்களை நிகழ்த்த பலகாலம் α-துகள்கள் மட்டுமே எறிபொருளாகப் பயன்படுத்தப்பட்டன. ஆனால் இத்துகளை பயன்படுத்துவதில் பல தொல்லைகள் உள. α-துகள்கள் நேர்மின்னேற்றத்தைப் பெற்றுள்ளதால், நேர்மின்னேற்றம் பெற்ற அணுக்கருவை அதிவேகத்துடன் தாக்குவதில்லை. ஏனெனில் அணுக்கரு, α-துகள் இரண்டுமே நேர்மின்னேற்றம் பெற்றுள்ளதால், அவைகளுக்கிடையே எதிர்ப்பு விசை இருக்கும். இயற்கை கதிரியக்கத் தனிமங்களிலிருந்து வெளிப்படும் ஆல்ஃபாத் துகள்கள் தேவைப்படும் அளவுக்கு வேகத்துடன் நகர்வதில்லை. எவ்வளவுக் கெவ்வளவு ஒரு எறிபொருள் வேகமாக தாக்குகிறதோ அவ்வளவுக் கவ்வளவு அது சிறந்த எறிபொருளாகச் செயல்படும்.

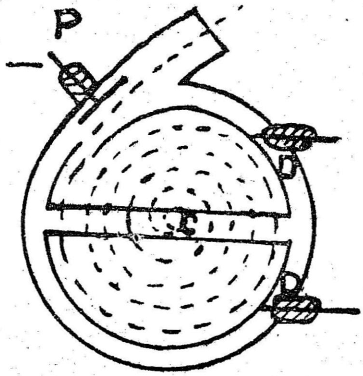
தற்காலத்தில் α-துகள்கள் மட்டுமன்றி, புரோட்டான்களும், டியூட்டிரான்களும் ($_1D^2$), நியூட்ரான்களும் அணுக்கரு வினைகளில் எறிபொருள்களாகப் பயன்படுத்தப் படுகின்றன. நியூட்ரான்கள் மின்னேற்றமற்றவைகளாக இருப்பதால், அவை அணுக்கருவை எளிதில் தாக்குகின்றன. எனவே, அவை சிறந்த எறிபொருளாகச் செயல்படுகின்றன.

எறிபொருள்களின் வேகத்தை அதிகப்படுத்த பல சாதனங்களை உபயோகிக்கின்றனர். அவைகள் முடுக்கிகள் (accelerators) எனப்படுகின்றன. இவைகளுள் மிகவும் முக்கியமானது சைக்ளோட்ரான் (cyclotron) எனப்படும் வேக முடுக்கியாகும்.

சைக்ளோட்ரான் : இந்தச் சாதனம் நேர்மின்னேற்றம் பெற்ற எறிபொருள்களை (α-துகள், புரோட்டான், டியூட்டிரான்) அதிவேகத்திற்குத் தூண்டிவிட பயனுகிறது.

படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ள இரண்டு அரை வட்ட அகல்களை (semi-circular discs), 'D' என்பர். இவை ஆங்கில எழுத்து D-ஐப் போல் உள்ளதைக் காண்க. இவை இரண்டும் 1,00,000 வோல்ட்களுள்ள மாறுதிசை முன்னேற்றத்தை உண்டாக்கும் பொறியுடன் (generator) இணைக்கப்பட்டுள்ளன. இது வலிமைமிக்க காந்தப்புலனில் வைக்கப்பட்டுள்ளது. இச் சாதனம் ஒரு நெருக்கமான அறையில் (chamber) வைக்கப்பட்டுள்ளது. இவ்வறையில் தேவைக்கு ஏற்ப ஹைடிரஜன், டியூட்டீரியம் அல்லது ஹீலியம் எடுத்துக்கொள்ளப்படும். இவ்

வறையின் நடுவில் இருக்கும் சூடான நுண்ணிழை (filament) (C) மேலே கூறப்பட்ட வாயுக்களை அயனியுறச் செய்து,



படம் 14

முறையே புரோட்டான், டியூட்டிரான் அல்லது α-துகளைக் கொடுக்கும்.

இவ்வாறு உண்டான துகள் காந்தப்புலனினால் உள்ளே அரை வட்டப் பாதையில் சுற்றத் தொடங்குகிறது. முதல் அரை வட்டத்தைச் சுற்றிவிட்டு இரண்டாவது D-ஐ நெருங்கும் போது, எதிர்மின்னேற்றத்தைப் பெற்றுள்ள அந்த D-யினால் ஈர்க்கப்பட்டு, அதன் வேகம் அதிகரிக்கிறது. இவ்வாறு முடுக்கி விடப்பட்ட துகள் அதிக ஆரமுள்ள சுற்றுப் பாதையில் நகரத் தொடங்குகிறது. ஒவ்வொரு தடவையும் D-களுக்கு இடையே வரும்போது, கணக்கிடப்பட்ட மாறுதிசை மின்னோட்ட அதிர்வு எண்ணினால் (frequency), அதன் வேகம் ஒவ்வொரு தடவையும் முடுக்கி விடப்படுகிறது. இவ்வாறு முடுக்கி விடப்பட்ட துகள் ஒவ்வொரு தடவையும் அதிக ஆரமுள்ள சுற்றுப் பாதையில் நகர்கிறது. பாதையின் முடிவில் துகள்களின் கற்றை எதிர்மின்னேற்றம் பெற்ற மின் முனையினால் ஈர்க்கப்பட்டு, பாதையிலிருந்து விலகி, இச் சாதனத்திலிருந்து வெளிப்பட்டு, தாக்க வேண்டிய இலக்கைத் (target) தாக்குகிறது.

இவ்வாறு வெளிப்படுத்தப்படும் எறிபொருள்களின் ஆற்றல் மில்லியன் எலெக்ட்ரான் வோல்ட்டுகளில் (Mev) அளக்கப்

படுகிறது. (1 Mev = $1{\cdot}602 \times 10^{-6}$ எர்குகள்.) சைக்ளோட்ரான் எறிபொருள்களை 100 Mev-க்கு முடுக்கிவிட வல்லது.

இவ்வாறு முடுக்கிவிடப்பட்ட புரோட்டான் லித்தியத்தைத் தாக்கும்போது அது α-கதிர்களாக மாறுகிறது.

$$_{3}Li^{7} + {_1}H^{1} \longrightarrow 2\ {_2}He^{4}$$

இவ் வினையிலேயே செயற்கை முறையில் உண்டாக்கப் பட்ட எறிபொருள்கள் அணுக்கரு வினைகளில் முதன் முதலாக பயன்படுத்தப்பட்டது.

மேலே கூறப்பட்டதுபோல் செயற்கைத் தனிம மாற்றங் களில் நியூட்ரான் சிறந்த எறிபொருளாகச் செயல்படுகிறது. அதிவேகத்தில் செல்லும் நியூட்ரானைவிட குறைந்த வேகத்தில் செல்லும் நியூட்ரானே சிறந்த எறிபொருளாகப் பயன்படுகிறது. நியூட்ரான்கள் மின்னேற்ற மற்றவைகளாக உள்ளதால், அவைகளின் வேகத்தை வேக முடுக்கிகளைக் கொண்டு அதிகப் படுத்த முடியாது.

நியூட்ரான்கள் சிறந்த எறிபொருள்களாகச் செயல் பட்டாலும், அவைகளைத் தயாரிப்பது கடினமாக உள்ளது. ஏனெனில், அணுக்கரு வினைகளினுலேயே அவைகள் பெறப் படுகின்றன.

புரோட்டான், நியூட்ரான், α-துகள்கள் நிகழ்த்தும் வேறு சில அணுக்கரு மாற்ற வினைகள் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன. இச் சமன்பாடுகளில் அம்புக் குறிக்கு இடது பக்கம் உள்ள குறி யீடுகளின் வலது மேல் பக்கம் குறிப்பிடப்பட்டுள்ள நிறை எண்களைக் கூட்டினுல், அம்புக் குறிக்கு வலப் பக்கம் உள்ள குறியீடுகளின் வலது மேல்பக்கம் உள்ள நிறை எண்களின் கூடுதலுக்குச் சமமாயிருக்கும். அதே போல் இடது பக்கம் உள்ள மின்னேற்றங்களின் கூடுதல் (இடது கீழ்ப் பக்கம் குறிப்பிடப்பட்டுள்ளது) வலது பக்கம் உள்ள மின்னேற்றங் களின் கூடுதலுக்குச் சமமாயிருக்க வேண்டும்.

$$_{11}Na^{23} + {_1}H^{2} \longrightarrow {_{11}}Na^{24} + {_1}H^{1}$$

$$_{4}Be^{9} + {_1}H^{1} \longrightarrow {_4}Be^{8} + {_1}H^{2}$$

$$_{7}N^{14} + {_0}n^{1} \longrightarrow {_5}B^{11} + {_2}He^{4}$$

$$_{3}Li^{6} + {}_{0}n^{1} \longrightarrow {}_{1}H^{3} + {}_{2}He^{4}$$

$$_{7}N^{14} + {}_{2}He^{4} \longrightarrow {}_{8}O^{17} + {}_{1}H^{1}$$

$$_{4}Be^{9} + {}_{2}He^{4} \longrightarrow {}_{6}C^{12} + {}_{0}n^{1}$$

மேலே கூறப்பட்ட கடைசி அணுக்கரு வினையினால்தான் நியூட்ரான்கள் கண்டு பிடிக்கப்பட்டன.

தூண்டப்பட்ட கதிரியக்கம் (Induced radio-activity): இப்போது இருக்கும் 700க்கும் மேற்பட்ட கதிரியக்கத் தனிமங்களில் பெரும்பாலும் செயற்கையாகத் தயாரிக்கப்பட்டவைகளே. எறிபொருள்கள் ஒரு இலக்கைத் (அணுக்கருவை) தாக்கும்போது, புதிய தனிமம் உண்டாகிறது. இவ்வாறு உண்டாக்கப்பட்ட தனிமம் நிலைப்புத் தன்மை பெற்றதாகவோ, அல்லது இல்லாததாகவோ இருக்கலாம். நிலைப்புத் தன்மையற்றதாக இருந்தால், அது கதிரியக்கக் கதிர்களை வீசி, மற்றொரு புதிய தனிமமாக மாறுகிறது. இங்ஙனம் தனிமங்களிடையே கதிரியக்கம் தூண்டப்படுகிறது. இம்முறைக்கு தூண்டப்பட்ட கதிரியக்கம் (induced radio-activity) என்கிறோம்.

அலுமினியத்தை α-துகள்களால் தாக்கியபோது, அது பாஸ்பரஸாக மாறியது. இவ்வாறு கிடைத்த பாஸ்பரஸ் நிலைப்புத் தன்மை பெறாமல், பாசிட்ரான்களை வீசி, சிலிக்கானாக மாறியது. பாசிட்ரான்கள் நேர்மின்னேற்றம் பெற்ற எலெக்ட்ரான்கள் (e^{+} அல்லது β^{+}) எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன. பாஸ்பரஸின் பாதிச் சிதைவு காலம் 3·25 நிமிடங்கள்.

$$_{13}Al^{27} + {}_{2}He^{4} \longrightarrow {}_{15}P^{30} + {}_{0}n^{1}$$

$$\downarrow \beta^{+}$$

$$_{14}Si^{30}$$

போரான் அணுக்களை α-துகள்களைக் கொண்டு தாக்கியபோது, கதிரியக்கம் பெற்ற நைட்ரஜன் கிடைத்தது. இது பாசிட்ரான்களை வெளித்தள்ளி, கார்பனாக மாறியது. இவ்வாறு கிடைத்த நைட்ரஜனின் பாதிச் சிதைவு காலம் 9·9 நிமிடங்கள்.

$$_{5}B^{10} + {}_{2}He^{4} \longrightarrow {}_{7}X^{13} + {}_{0}n^{1}$$

$$\quad\quad \longrightarrow {}_{6}C^{13} + \beta^{+}$$

தூண்டப்பட்ட கதிரியக்கத்திற்கு மேலும் சில உதாரணங்களாவன :

(i) சோடியத்தை டியூட்டிரான்கள் தாக்கியபோது, β–துகள்களை வீசும் கதிரியக்க சோடியம் கிடைத்தது.

$$ {}_{11}Na^{23} + {}_{1}H^{2} \longrightarrow {}_{11}Na^{24} + {}_{1}H^{1} $$

(ii) சல்ஃபரை நியூட்ரான்கள் தாக்கியபோது, பாதிச் சிதைவு காலம் 14·3 நாட்களைப் பெற்ற கதிரியக்க பாஸ்பரஸ் கிடைத்தது. இது β–துகள்களை வெளிப்படுத்தியது.

$$ {}_{16}S^{32} + {}_{0}n^{1} \longrightarrow {}_{15}P^{32} + {}_{1}H^{1} $$

(iii) நியூட்ரான்கள் போரானைத் தாக்கியபோது, ஹைடிரஜனின் ஐசோடோப்பாகிய ட்ரிட்டியம் கிடைத்தது. கதிரியக்கம் பெற்ற இந்த ஐசோடோப்பு β-கதிர்களை வெளிவிடுகிறது. இதன் பாதிச் சிதைவு காலம் 31 வருடங்கள்.

(iv) அலுமினியத்தை நியூட்ரான்களைக் கொண்டு தாக்கியபோது β–துகள்களை வெளிவிடும் சோடியத்தின் கதிரியக்க ஐசோடோப்பு கிடைத்தது. இதன் பாதிச் சிதைவு காலம் 15 மணிகள்.

$$ {}_{13}Al^{27} + {}_{0}n^{1} \longrightarrow {}_{11}Na^{24} + {}_{2}He^{4} $$

இவ்வாறு அணுக்கரு வினைகள் ட்யூட்டிரானாலும், புரோட்டான்களினாலும், நியூட்ரான்களினாலும், X–கதிர்களாலும், காமா கதிர்களாலும், எலெக்ட்ரான்களாலும் நிகழ்த்தப்பட்டன. இவ்வாறு கிடைத்த கதிரியக்கத் தனிமங்கள் வேதிய வினைகளின் வழிமுறைகளைக் கண்டறியவும், மருத்துவத் துறையிலும், தொழிற்சாலைகளிலும் இன்னும் பல்வேறு துறைகளிலும் பயனாகிறது. இதன் பயன்கள் இந்த அத்தியாயத்தின் கடைசியில் விரிவாகக் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

அணுக்கரு ஆற்றல் (Nuclear energy) : வேதிய வினைகள் அணுக்களிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையையும், அவற்றின் அமைப்பையும் பொறுத்து உள்ளது. வேதிய வினை

களின்போது, அணுக்களின் கருக்கள் பெரிதும் பாதிக்கப்படுவதில்லை. ஆனால், அணுக்கரு வினைகள், அதன் பெயரிலேயே கூறப்பட்டதுபோல, அணுக்களின் கருவைப் பொறுத்தே நிகழ்கின்றன.

சில வேதிய வினைகள் நடக்கும்போது வெப்பம் வெளிப்படுகிறது. சில வினைகளில் வெப்பம் உறிஞ்சப்படுகிறது. முன்னே கூறிய வினைகளை 'வெப்பம் வெளிவிடு வினைகள்' (exothermic reactions) என்றும், பின்னே கூறிய வினைகளை 'வெப்பம் உட்கொள் வினைகள்' (endothermic reactions) என்றும் கூறுவர். இவ்வாறு வெளிப்படும் அல்லது உட்கொள்ளப்படும் வெப்பம் பொதுவாக கிலோ கலோரிகள் என்னும் அளவில் குறிக்கப்படுகிறது. ஆற்றல்களை எலெக்ட்ரான் வோல்ட்டிலும் (ev) அளக்கலாம். 1 எலெக்ட்ரான் வோல்ட் (எ. வோ.) ஆற்றல் 23·05 கிலோ கலோரிக்குச் சமமாகும். எனவே, வேதிய வினைகளில் சில (பெரும்பாலும் பத்திற்குக் குறைவான) எலெக்ட்ரான் வோல்ட் ஆற்றலே வெளிப்படும். ஆனால் அணுக்கரு வினைகளின்போது வெளிப்படும் அல்லது உட்கொள்ளப்படும் ஆற்றல், வேதிய வினைகளின் ஆற்றல்களைப்போல் பல லட்சக் கணக்கான மடங்கு இருக்கும். எனவே, அணுக்கரு ஆற்றல்கள் மில்லியன் எலெக்ட்ரான் வோல்ட் (Mev அல்லது மி. எ. வோ.) என்னும் அளவில் குறிக்கப்படுகிறது.

அணுக்கரு வினைகளின் போது பொருள் சிதைந்து ஆற்றலாக மாற்றப்படுகிறது. சிதைந்த பொருளின் எடையைக் கொண்டு, ஐன்ஸ்டீனின் நிறை-ஆற்றல் சமன்பாட்டின் மூலம், வெளிவரும் ஆற்றலின் அளவைக் கணக்கிடலாம். மாறாக, வெளிவரும் ஆற்றலின் அளவைக் கண்டுபிடித்தால், சிதைவுற்ற பொருளின் எடையைக் காணலாம். இச் சமன்பாடு $E = mc^2$ ஆகும். இங்கு E என்பது வெளிவரும் ஆற்றலையும் (எர்கில்), m என்பது ஆற்றலாக மாற்றப்பட்ட பொருளின் எடையையும் (கிராமில்), c என்பது ஒளியின் வேகத்தையும் (செ.மீ./செகண்டில் $= 3 \times 10^{10}$ செ.மீ./செக.) குறிக்கும். c^2-ன் மதிப்பு மிகவும் அதிகமாக இருப்பதால் (9×10^{20}), மிகக் குறைந்த அளவு பொருள் ஆற்றலாக மாற்றப்பட்டால்கூட, மிக அதிக அளவு ஆற்றல் வெளிப்படும்.

சான்றாக, கீழ்க்காணும் அணுக்கரு வினையில் வெளிப்படும் ஆற்றலை, மேலே கூறப்பட்ட சமன்பாட்டின் உதவிகொண்டு கணக்கிடலாம்.

$_3Li^7$ +	$_1H^1$ ⟶	$2\ _2He^4$
7·01822	1·00812	2 × 4·00391
எடை அலகுகள்	எடை அலகுகள்	எடை அலகுகள்

இவ் வினையில் [7·01822 + 1·00812] — [2 × 4·00391] = 0·01852 எடை அலகு பொருளின் ஆற்றலாக மாற்றப்படுகிறது. ஒரு நிறை அலகு (mass unit) நிறை அழிக்கப்பட்டால் கிடைக்கும் ஆற்றலின் அளவு 931 Mev என முன்பே பார்த்தோம். எனவே, இந்த அணுக்கரு வினையில் கிடைக்கும் ஆற்றலின் அளவு = 0·01852 × 931 = 17·25 மி.எ.வோ.

அணுக்கருப் பிளவு (Nuclear fission): அணுக்களை நியூட்ரான்களைக் கொண்டு தாக்கிக் கிடைக்கும் தனிமம் நிலைப்புத் தன்மையற்றவை. பொதுவாக அவை β-துகள்களை வெளிவிட்டு, நிலைப்புத் தன்மை பெற்ற புதிய தனிமங்களாக மாறும். β–துகள் வெளியீட்டு வினைகளில் தனிமத்தின் அணு எண் ஒரு அலகு அதிகரிப்பதால், இவ் வினைகளைக் கொண்டு அதிக அணு எண்களைப் பெற்ற தனிமங்களைத் தயாரிப்பதில் முயற்சிகள் எடுத்துக்கொள்ளப்பட்டன. யுரேனியத்தை ஆரம்பத் தனிமமாகக்கொண்டு, அதிலிருந்து அதிக அணு எண்களைப் பெற்ற தனிமங்களைத் தயாரிக்க ஆரம்பித்தனர். இவ்விதம் யுரேனியம் (அணு எண் = 92) நியூட்ரான் தாக்குதலினால், நெப்ட்யூனியமாக (அணு எண் = 93) மாற்றப்பட்டது. இவ் வினையை பல விஞ்ஞானிகள் நிகழ்த்தினர். இதில் பல்வேறு மதிப்புகளை உடைய பாதிச் சிதைவு காலங்களைப் பெற்ற தனிமங்களைப் பெற்றனர். இவ் வினையில் ஏற்படும் நிகழ்ச்சியை யாவராலும் சரியாக விளக்க முடியவில்லை.

இவ் வினைக்கான சரியான காரணத்தை ஹான் என்னும் விஞ்ஞானி விளக்கினர். (சமீப காலத்தில் தொகுக்கப்பட்ட 105-வது தனிமம், இவ் விஞ்ஞானியை கௌரவிப்பதற்காக ஹானியம் எனப் பெயரிடப்பட்டுள்ளது.) நியூட்ரான்களினால் தாக்கப்படும்போது, யுரேனியம் அணுக்கரு இரண்டாகப் பிளக்கிறது. புதுத் தனிமங்கள் உண்டாகின்றன. இவ் வினையின் போது, அதிக அளவு நிறை ஆற்றலாக மாற்றப்படுவதால், மிக அதிகமான ஆற்றல் வெளிப்படுகிறது.

$_{92}U^{233}$, $_{92}U^{235}$, $_{94}Pu^{239}$ ஆகிய தனிமங்களின் அணுக் கருக்களை குறைந்த வேக நியூட்ரான்களும், $_{90}Th^{232}$, $_{92}U^{238}$ ஆகியவற்றை அதிவேக நியூட்ரான்களும் தாக்கி, அணுக்கருப் பிளவு வினையை நிகழ்த்துகின்றன. அதிவேக நியூட்ரான்களை விட குறைந்த வேக நியூட்ரான்களே, சிறந்த அணுப்பிளவுப் பொருளாகச் செயல்படுகின்றன. நியூட்ரான்களின் வேகம் குறைவாக இருப்பின், அவைகளுக்கும் அணுக்கருவுக்கும் இடையே நிகழக்கூடிய மோதல்கள் அதிகரிப்பதற்கான சூழ் நிலை உண்டாகிறது என தகவு விதிப்படி (law of probability) அறிகிறோம். U^{238} அதிவேக நியூட்ரான்களால் தாக்குண்டால், பெரும்பாலும் U^{239}-யே உண்டாகிறது.

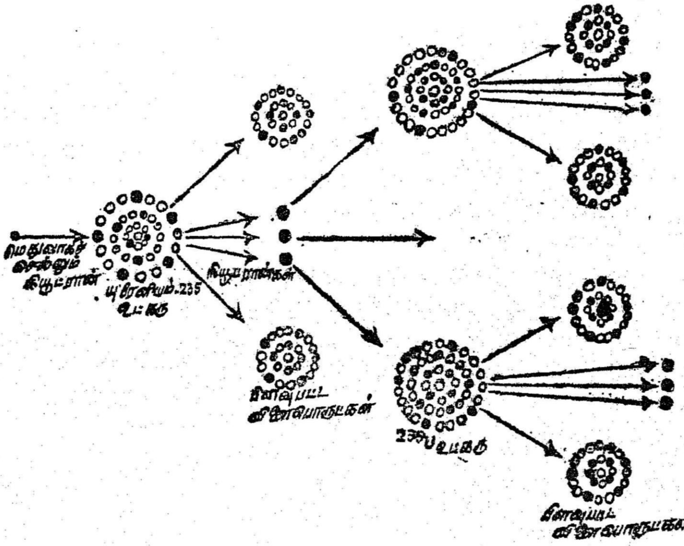
U^{235} பிளவு படும்போது உண்டாகும் முக்கியமான இரு பொருள்கள் பேரியமும், க்ரிப்டானும் ஆகும். U^{235} பிளவு படும்போது நூற்றுக்கும் அதிகமான பல்வேறு பொருள்கள் உண்டாகின்றன. அவைகளுன் முக்கியமானது இவ் விரண்டு (Ba, Kr) அணுக்களாகும்.

$$_{92}U^{235} + {_0n^1} \longrightarrow {_{56}Ba^{141}} + {_{36}Kr^{92}} + \text{இரண்டு அல்லது மூன்று நியூட்ரான்கள்} + 200 \text{ Mev ஆற்றல்}$$

இவ்வாறு ஒவ்வொரு யுரேனியம் அணுக்கருவும் பிளவு படும்போது 2 அல்லது 3 நியூட்ரான்கள் வெளிப்படும். இந்த நியூட்ரான்கள் பக்கத்தில் உள்ள அணுக்களைப் பிளந்து மேலும் பல நியூட்ரான்களை வெளிப்படுத்தும். இவ்வாறு நியூட்ரான் கள் தொடர்ந்து அணுக்கருப் பிளவை சங்கிலித் தொடர்வினை யால் (chain reaction) நிகழ்த்துகின்றன.

இவ் வினை நிகழ்வதால், கண்ணிமைக்கும் நேரத்தில் பல லட்சக்கணக்கான அணுக்கருக்கள் பிளவுபடுகின்றன. நிறை சிதைந்து ஆற்றலாக மாற்றப்படுகிறது. இந்த தத்துவத்தைப் பயன்படுத்தியே அணு குண்டு (atom bomb) தயாரிக்கப்படு கிறது. ஒவ்வொரு அணுக்கருவும் பிளவுபடும்போது சரா சரியாக 0·215 எடை அலகு நிறை ஆற்றலாக மாற்றப்படு கிறது. இது $0{\cdot}215 \times 931 = 198$ மி. எ. வோ. ஆற்றலுக்குச் சமமாகும். மேலே கூறப்பட்ட சங்கிலித் தொடர் வினையில் பல லட்சக்கணக்கான அணுக்கருக்கள் பிளவுபடுவதால், ஏராளமான ஆற்றல் வெளிப்படுகிறது. இந்த ஆற்றலின் பெரும்பகுதி வெளிவரும் பிளவுத் துண்டுகளின் (fission frag-

ments) இயக்க ஆற்றலாகவும், மீதி ஆற்றல் மற்ற கதிரியக்க வினைகளின் மூலமாகவும் வெளிப்படுகிறது.

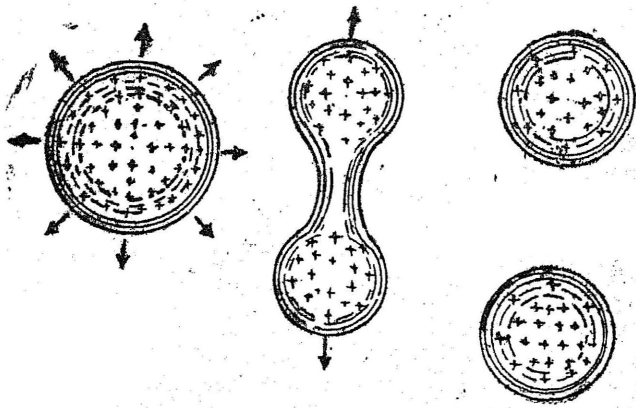


படம் 15

அணுக்கருப் பிளவு வினையை விளக்கப் பல கொள்கைகள் தரப்பட்டுள்ளன. அவைகளுள் ஒன்றில், அணுக்கரு ஓர் நீர்த் துளியுடன் ஒப்பிடப்படுகிறது. நீர்மங்களுக்கே இயல்பான புறப்பரப்பு இழுவிசையினால், நீர்மங்கள் எப்போதும் மிகக் குறைவான புறப் பரப்பைப் (surface area) பெற விரும்பும். எனவேதான் நீர்மத்திவலைகள் உருண்டை வடிவமாக (spherical) உள்ளன. ஏனெனில் ஒரு குறிப்பிட்ட கன அளவிற்கு உருண்டை வடிவமே மிகக் குறைந்த புறப் பரப்பைப் பெற்றுள்ளது. மேலும் நீர்மத் திவலையின் புறப் பரப்பு அதிகரிக்க அதிகரிக்க(அதாவது நீர்மத் திவலையின் பருமன் அதிகரிக்க அதிகரிக்க), அத் திவலை நிலைப்புத் தன்மையை இழக்கிறது. எனவே தான் மிகப் பெரிய நீர்மத் திவலையைப் பெற இயலாது. இவ்வாறு நீர்மத்திவலையில் பருமன் அதிகரித்தாலும், அது நிலைப்புத் தன்மையை இழந்து, வெளியிருந்து ஏதேனும் ஒரு பொருளால் தாக்கப்பட்டால், அத் திவலை பிளவுபட்டு, நிலைப்புத் தன்மை

அதிகம் பெற்ற சிறு திவலைகளாக மாறுகிறது. இதை படம் 15 விளக்குகிறது.

நீர்மத் திவலையைப் போலவே குறைந்த படுமனைப் பெற்ற அணுக்கரு நிலைப்புத் தன்மை பெற்றது. ஆனால் புறப்பரப்பு



படம் 16

இழு விசைக்கு பதிலாக, இங்கு நிலைமின் விசைகள் (electro-static forces), அணுக்கருவின் நிலைப்புத் தன்மையை நிர்ணயிக்கின்றன. அணுக்கருவின் பருமன் அதிகரிக்க அதிகரிக்க அது நிலைப்புத் தன்மையை இழக்கிறது. எனவே, அதிகப் பருமனைப் பெற்ற அணுக்கரு நியூட்ரான்களால் தாக்குண்டால், மேலே காட்டப்பட்டதுபோல், உருண்டை வடிவ அணுக்கரு நீட்சி அடைகிறது. நியூட்ரான்கள் மேலும் தாக்கப்பட்டால் நீட்சி அடைந்த அணுக்கரு பிளந்து, நிலைப்புத் தன்மையுடைய இரு சிறு அணுக்கருக்களாக மாற்றம் அடைகின்றன.

அணு எண் 90க்கும் அதிகமான அணுக்கள் அணுக்கருப் பிளப்பு நிகழ்ச்சியில் ஈடுபடுகின்றன. (சமீப காலத்தில் குறைவான அணு எண்களைப் பெற்ற லேசான தனிமங்களையும், அதிவேக எறிபொருள்களின் தாக்குதல்களினால், அணுக்கருப் பிளவு வினையில் ஈடுபடச் செய்துள்ளனர்.)

அணுக்கரு உலை (Nuclear reactor) : மேலே கூறப்பட்ட அணுக்கருப் பிளவு வினையை கட்டுப்பாடின்றி நிகழச் செய்து

அணு குண்டு தயாரிக்கின்றனர் என முன்பே பார்த்தோம். ஜப்பானில் உள்ள ஹிரோஷிமா, நாகாஸாகி என்னும் இடங்களில் வெடிக்கப்பட்ட அணு குண்டுகள் இந்தத் தத்துவத்தைப் பயன்படுத்தி தயாரிக்கப்பட்டவைகளாகும். இதே வினையை கட்டுப்பாட்டுடன் நடைபெறச் செய்தால், கிடைக்கும் எல்லையற்ற ஆற்றலை ஆக்க வேலைகளுக்குப் பயன்படுத்தலாம். இதற்காக அணு உலை அமைக்கப்படுகிறது.

அணு உலையில் கிராஃபைட் கட்டிகள் ஒன்றின்மேல் ஒன்றாக வைக்கப்பட்டிருக்கும். அவற்றில் ஆங்காங்கே துளைகளில் யுரேனியத் தண்டுகள் வைக்கப்பட்டிருக்கும். இந்த யுரேனியத் தண்டுகள், நியூட்ரான்களால் தாக்கப்படும்போது அணுக்கரு வினை நிகழ்கிறது. இதனால் இரண்டாம் நிலை (secondary) நியூட்ரான்கள் வெளியேற்றப்படுகின்றன. அதிவேகத்தில் வெளிப்படும் நியூட்ரான்கள், ஒரு யுரேனியத் தண்டிலிருந்து மற்றொரு தண்டிற்குச் செல்லும்போது, கிராஃபைட்டினூடே செல்ல வேண்டும். இவ்வாறு செல்லும்போது அவற்றின் வேகங்கள் குறைக்கப்படுகின்றன. எனவே, கிராஃபைட் கட்டிகள் நியூட்ரான்களின் வேகக் குறைப்பானாகச் (moderators) செயல்படுகின்றன.

இவ்வாறு வேகம் குறைக்கப்பட்ட நியூட்ரான்கள் யுரேனியத் தண்டுகளைத் தாக்கும்போது, யுரேனியம் புளூட்டோனியமாக மாற்றம் அடைகிறது. அதிக அளவு புளூட்டோனியம் உண்டான பிறகு, அதுவும் நியூட்ரான்களால் தாக்கப்பட்டு, அணுப் பிளவு வினையில் ஈடுபடுகிறது. இப்போது அதிக அளவு ஆற்றல் வெப்பமாக வெளிப்படுகிறது. இந்த வெப்பத்தைத் தணிக்க, இவ்வுலையைச்சுற்றி நீர் அல்லது மெர்க்குரி செலுத்தப்படுகிறது. இவ்வாறு உண்டான நீராவி இயந்திரங்களை ஓட்டவும், மின்சாரம் உண்டு பண்ணுவதற்கும், மற்றும் பல ஆக்க வேலைகளுக்கும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

அணு உலையில் நடைபெறும் முக்கிய வினைகளைக் கீழ்க்காணுமாறு காட்டலாம்:

$_{92}U^{235} + {}_0n^1 \longrightarrow$ அணுக்கருப் பிளவுப் பகுதிகள் $+ 2\,{}_0n^1$

$_{92}U^{238} + {}_0n^1 \longrightarrow {}_{94}Pu^{239} + 2\beta$

$_{94}Pu^{239} + {}_0n^1 \longrightarrow$ அணுக்கருப் பிளவுப் பகுதிகள் $+ 2\,{}_0n^1$

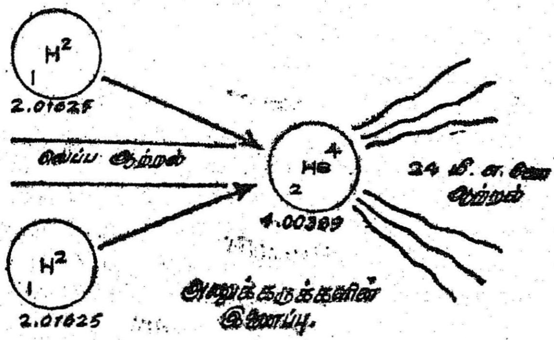
இவ்வாறு அணுக்கரு ஆற்றலை பல ஆக்க வேலைகளுக்குப் பயன்படுத்தும் முயற்சியில் நமது விஞ்ஞானிகள் பம்பாய்க் கருகிலுள்ள ட்ராம்பே என்னுமிடத்தில் பாபா அணு ஆராய்ச்சிக் கூடத்தில் (Bhabha Atomic Research Centre) ஈடு பட்டுள்ளனர். இங்கு அமைக்கப்பட்ட முதல் அணு உலையின் பெயர் 'அப்சரா'. சென்னைக்கருகிலுள்ள கல்பாக்கத்திலும் அணு உலை நிறுவப்பட்டு வருகிறது.

அணுக்கருப் பிளவு ஆராய்ச்சிக்குத் தேவையான அணுக் கரு எரிபொருள்களை (nuclear fuel) — U^{235} போன்றவை களை — நாம் இதுகாறும், அதிக விலை கொடுத்து அமெரிக்கா போன்ற அயல்நாடுகளிலிருந்து வாங்கி வந்தோம். இவ்வாறு வாங்கும் அணுக்கரு எரிபொருள்களை நாம் நம் விருப்பப்படி ஆராய்ச்சிக்காக உபயோகப்படுத்த முடியாது. ஆக்க வேலை களுக்கு மட்டுமே பயன்படுத்த முடியும். இந்த நிபந்தனைகளின் பேரிலேயே அணுக்கரு எரிபொருள்கள் நமக்கு விற்கப்படு கின்றன. நமக்குத் தேவையான அணுக்கரு எரிபொருள்களை நாமே தயாரித்துக் கொள்ளும் முயற்சியில் சமீப காலத்தில் நம் விஞ்ஞானிகள் வெற்றி கண்டுள்ளனர். உலகிலேயே தோரி யத்தின் தாது அதிகம் காணப்படுவதும், இத் தனிமத்தை அதிகம் பயன்படுத்துவதுமான நாடு இந்தியாதான். இத் தனி மத்தை, அணுக்கருப் பிளவு வினையில் ஈடுபடும் யுரேனியத்தின் ஐசோடோப்பாக மாற்றியுள்ளனர். தற்போது இவ்வாறு சில மில்லிகிராம் அணுக்கரு எரிபொருளே தயாரிக்கப்படுகிறது. இந்த ஆராய்ச்சிகளில் நாம் வெற்றி கண்டால், நமது ஆராய்ச் சிக்குத் தேவையான எரிபொருள்களை நாமே தயார் செய்து, இவைகளுக்காக அயல்நாடுகளிடையே கையேந்தி நிற்கும் நிலைமை மாறும் நாள் அதிகத் தொலைவில் இல்லை என்றால் அது மிகையாகாது.

சில அணு உலைகளில் வேகம் குறைப்பானாக, கிராஃபைட் கட்டிகளுக்குப் பதிலாக, கன ஹைடிரஜன் கன நீர் (D_2O) பயன் படுத்தப்படுகிறது. புளூட்டோனியம் தயாரிக்கப் பயன்படும் உலைகளை இனம் பெருக்கி உலைகள் (breeder reactors) என்பர்.

அணுக்கரு ஒன்றிப்பு (Nuclear fusion): அணு குண்டு வின் தத்துவம், அணுக்கருப் பிளவை அடிப்படையாகக் கொண்டுள்ளது. சிறிய அணுக்கருக்கள் இணைந்து பெரிய அணுக்கருவாக மாறும்போது, முன்னைய வினையைவிட பல மடங்கு அதிகமாக ஆற்றல் வெளிப்படுகிறது. சான்றாக,

ட்யூட்டிரியம், டிரிட்டியம் போன்ற சிறிய அணுக்கள் இணைந்து ஹீலியமாக மாறும்போது, மிகவும் அதிக அளவு ஆற்றல் வெளிப்படுகிறது. இதுவே ஹைடிரஜன் குண்டு (hydrogen bomb) தயாரிப்பதன் தத்துவமாகும். அணுக்கரு ஒன்றிப்பு வினையில், அணுக்கருப் பிளவு வினையைவிட அதிகமான பொருள் ஆற்றலாக மாற்றப்படுவதால், மிக அதிக ஆற்றல் வெளிப்படுகிறது.



படம் 17

அழிவு வேலைகளுக்காகவே ஹைடிரஜன் குண்டு தயாரிக்கப்பட்டது. அணுக்கரு ஒன்றிப்பு ஆராய்ச்சிகளும் செய்யப்பட்டன. ஆனால், இவ் வினையை கட்டுப்படுத்தி ஆக்க வேலைகளுக்குப் பயன்படுத்த முடியும் என்பதற்கான சான்றுகள் கிடைத்துள்ளன.

அணுக்கரு ஒன்றிப்பு (இணைப்பு) வினைகளை நிகழ்த்த 10 மில்லியன் டிகிரியிலிருந்து 20 மில்லியன் டிகிரிவரை வெப்ப நிலை இருக்க வேண்டும். இவ்வளவு அதிக அளவு வெப்ப நிலையை ஏற்படுத்த முதலில் அணுக்கருப் பிளவு நிகழ்த்தப்படுகிறது. கிடைத்த ஆற்றலைக் கொண்டு அணுக்கரு ஒன்றிப்பு வினை நிகழ்த்த இயலும்.

கதிரவன் எல்லையற்ற ஆற்றலை வெளிப்படுத்திக் கொண்டேயிருக்கிறது. இருப்பினும் கதிரவனின் வெப்பநிலை மாறாமல் நிலையாக உள்ளது. இந்த உண்மையை எங்ஙனம் விளக்குவது? கதிரவனின் மேற்பரப்பில் ஹைடிரஜன் உள்ளதெனக் கண்டறியப்பட்டுள்ளது. கதிரவனின் வெப்பநிலையில் (20 மில்லியன் டிகிரி) ஹைடிரஜன் அணுக்கள் இணைந்து

ஹீலியமாக மாறுவதால், வெப்பம் (ஆற்றல்) வெளிப்படுகிறது. இதனுல் கதிரவனின் வெப்பநிலேயும் மாருமல் இருக்கிறது.

கதிரவனின் மேற்பரப்பில் நிகழும் விணே பல படிகளாகக் கொண்டது. இந்த விணேவரிசையை கீழ்க் காணுமாறு எழுதலாம்.

$$_6C^{12} + {_1H^1} \longrightarrow {_7N^{13}} + \gamma$$

$$_7N^{13} \longrightarrow {_6C^{13}} + \beta^+ + \gamma$$

$$_6C^{13} + {_1H^1} \longrightarrow {_7N^{14}} + \gamma$$

$$_7N^{14} + {_1H^1} \longrightarrow {_8O^{15}} + \gamma$$

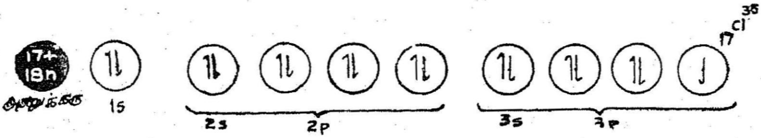
$$_8O^{15} \longrightarrow {_7N^{15}} + \beta^+ + \gamma$$

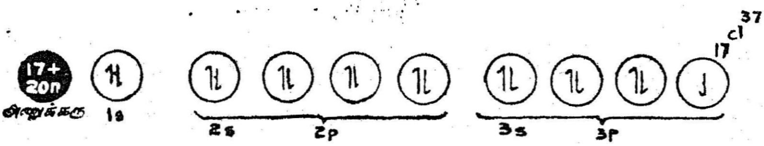
$$_7N^{15} + {_1H^1} \longrightarrow {_6C^{12}} + {_2He^4} + \gamma$$

$$4{_1H^1} \longrightarrow {_2He^4} + \text{ஆற்றல்}$$

இங்கு நடக்கும் மொத்த விணே, நான்கு ஹைடிரஜன் அணுக்கள் இணேந்து, ஒரு ஹீலிய அணுவையும் ஆற்றலேயும் கொடுப்பதேயாகும்.

ஐசோடோப்புகள் (Isotopes): கதிரியக்க ஆய்வுகளிலுைம், மற்ற சோதனேகளாலும், ஒரே தனிமத்தில் பல வடிவங்கள் இருப்பது அறியப்பட்டது. மேலும், அணுக்களில் புரோட்டானும், நியூட்ரானும் ஒரு அலகு எடையைப் பெற்றுள்ளதால், தனிமங்களின் அணு எடை எண்கள் முழு எண்களாகவே இருக்க வேண்டும். ஆனுல் பெரும்பாலான தனிமங்களின் அணு எடை எண்கள் முழு எண்களாக இருப்பதில்லே. இவ்வுண்மைகளே ஐசோடோபி (isotopy) என்னும் இயற்பாடு (phenomenon) (தோற்றப்பாடு) விளக்குகிறது. ஒத்த அணு எண்ணேயும், வேறுபட்ட நிறை எண்களேயும் பெற்ற ஒரே தனிமத்தின் அணுக்களே ஐசோடோப்புகள் (ஓரிடத் தனிமங்கள், isotopes) என்பர். எனவே, ஐசோடோப்புகள் அவற்றின் நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கையில் மட்டுமே மாறுபடுகின்றன. சான்ருக, குளோரினின் இரண்டு ஐசோடோப்புகளின் ($_{17}Cl^{35}$ மேலும் $_{17}Cl^{37}$) அமைப்புகள் வருமாறு :





தனிம வரிசை அட்டவணையில் தனிமங்கள் அவற்றின் அணு எண்களின் ஏறு வரிசையிலேயே வைக்கப்பட்டுள்ளன. ஐசோடோப்புகளின் அணு எண்கள் ஒன்றாகவே இருப்பதால், அவை தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஒரு இடத்தை மட்டுமே பெற்றுள்ளன. இக்காரணத்தினால் ஐசோடோப்புகளை ஓரிடத் தனிமங்கள் என்றும் அழைப்பர்.

இயற்கையில் காணப்படும் தனிமங்கள் பல ஐசோடோப்பு களின் கலவையேயாகும். எனவே, ஒரு தனிமத்தின் அணு எடை எண், அத் தனிமத்தின் பல்வேறு ஐசோடோப்புகளின் எடை எண்களையும் அதன் ஐசோடோப்புகளின் விகிதத்தை யும் பொறுத்திருக்கும்.

ஓர் அணுவின் வேதியப் பண்புகள், அதில் உள்ள எலெக்ட் ரான்களின் எண்ணிக்கையையும், அதன் அமைப்பையும் பொறுத்து அமையும். பௌதிகப் பண்புகள் பெரும்பாலும் எடையைப் பொறுத்து அமையும். ஐசோடோப்புகளின் அணு எண் ஒன்றாகவே இருப்பதால் அவற்றில் உள்ள எலெக்ட்ரான் களின் எண்ணிக்கையும், அவற்றின் அமைப்பும், ஒரே மாதிரி இருக்கும். எனவே ஐசோடோப்புகள் வேதிய வினை களில் மாறுபடுவதில்லை. அவற்றின் நிறை எண்ணில் மாறுபாடு உள்ளதால், அவைகளின் பௌதிகப் பண்புகள் மாறுபட் டிருக்கும்.

ஐசோடோப்புகளைக் கண்டறிதல்

நிறை நிரல் வரையியின் உதவிகொண்டு ஒரு தனிமத் தின் ஐசோடோப்புகளைக் கண்டறியலாம். இக் கருவியில்

ஐசோடோப்புகள் முதலில் அயனியாகின்றன. பின் இவை மின் காந்தப்புலன்களுக்கிடையே செலுத்தப்படுகின்றன. மின் காந்தப்புலன்களால் இவை வளைவடைவது அவற்றின் மின்னேற்றம்/எடை மதிப்பைப் பொறுத்து இருக்கும். இந்த ஐசோடோப்பு அயனிகளின் மின்னேற்றம் ஒன்றாகவே யிருப்பதால், அவற்றின் எடையைப் பொறுத்து அவற்றின் பாதை வளைவடையும். எனவே, ஐசோடோப்புகளின் நிறைக்கு ஏற்ப அக் கருவியில் பயன்படுத்தப்படும் ஒளிப்படத் தகட்டில் வெவ்வேறு கோடுகள் காணப்படுகின்றன. ஒவ்வொரு கோடும் ஒரு ஐசோடோப்பைக் குறிப்பதாகும்.

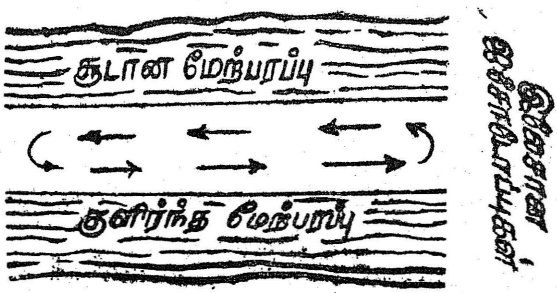
ஐசோடோப்புகளைப் பிரித்தெடுத்தல் (Separation of isotopes)

இயற்கையில் காணப்படும் தனிமங்கள் பல ஐசோடோப்புகளின் கலவை என்றும், ஐசோடோப்புகள் வேதியப் பண்புகளில் மாறுபடாது என்றும் முன்பே பார்த்தோம். எனவே, ஐசோடோப்புகளின் கலவையை வேதிய முறை கொண்டு பிரிப்பது கடினமாகும். (இருப்பினும், அவற்றின் வினைகளின் வேகம் மாறுபடும். இத் தத்துவத்தைக் கொண்டு, ஹைடிரஜனின் ஐசோடோப்புகளைப் பிரிக்கும் முறை, 'நீர்' அத்தியாயத்திற்குக் கீழே விரிவாகக் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.) எனவே, ஐசோடோப்புகள் பெரும்பாலும், பௌதிக முறைகள் கொண்டே பிரிக்கப்படுகின்றன. ஐசோடோப்புகளைப் பிரித்தெடுக்கும் முறைகளாவன :

1. **விரவுதல் முறை (Diffusion method) :** கிராஹமின் வாயுப் பரவுதல் விதிப்படி, ஒரு வாயு விரவும் வீதம் அதன் மூலக்கூறு எடையின் வர்க்க மூலத்திற்கு எதிர் விகிதத்தில் உள்ளது. அதாவது கன வாயு மெதுவாகவும், லேசான வாயு வேகமாகவும் பரவும். இந்தத் தத்துவத்தை அடிப்படையாகக் கொண்டு நியானின் ஐசோடோப்புகளும், குளோரினின் ஐசோடோப்புகளும் பிரித்தெடுக்கப்பட்டன. யுரேனியம் ஹெக்சாஃபுளூரைடைப் பயன்படுத்தி, அணுக்கருப் பிளவு வினைக்குத் தேவையான U^{235}, அதன் ஐசோடோப்பு கலவைகளிலிருந்து அறைகுறையாகப் பிரித்தெடுக்கப்பட்டது.

2. **வெப்பத்தால் விரவுதல் முறை (Thermal diffusion method) :** ஒரு பக்கம் அதிக வெப்பநிலையிலும், மற்றொரு பக்கம் குறைந்த வெப்ப நிலையிலும் வைக்கப்பட்ட குழாயினூடே ஐசோடோப்புகளின் கலவையைச் செலுத்தினால்

குறைந்த வெப்பநிலையின் பக்கத்தில் கன ஐசோடோப்பின் செறிவும், அதிக வெப்பநிலையின் பக்கத்தில் லேசான ஐசோ



படம் 18

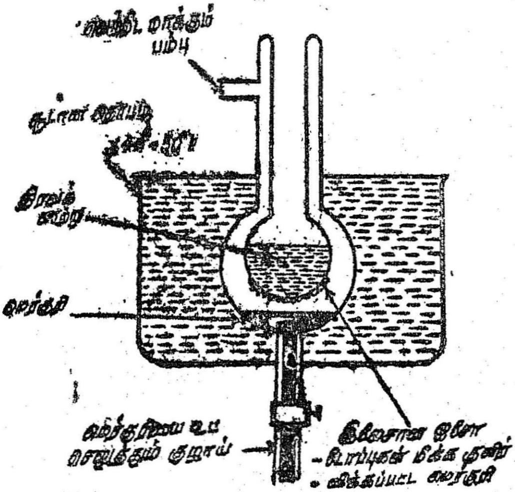
டோப்பின் செறிவும் அதிகமாகக் காணப்படும் என என்ஸ்காக் (Enskog) கண்டறிந்தார்.

கிளாஸியஸ் (Clausius) மற்றும் டிக்கல் (Dickel), இரண்டு பக்கங்களிடையே 600°C வெப்பநிலை வேறுபாட்டை வைத்து, நியான், குளோரின் ஆகிய வாயுக்களின் ஐசோடோப்புகளை அறைகுறையாகப் பிரித்தனர். யுரேனியம் ஹெக்சாஃப்ளுரைடைப் பயன்படுத்தி, U^{235}-யும் அறைகுறையாகப் பிரித்தனர். ஆய்வுச் சாலையில் ஐசோடோப்புகளைப் பிரித்தெடுக்க இதுவே சிறந்த முறையாகும். ஏனெனில் இந்தச் சாதனத்தை குறைந்த செலவிலும், துரிதமாகவும் அமைக்க முடியும். இந்தச் சாதனம் வேலை செய்யும்போது அதிகக் கவனம் தேவையில்லை.

எடுத்துக்கொள்ளப்படும் குழாயின் நீளம் அகலத்தைவிட மிகவும் அதிகமாக இருத்தல் வேண்டும். இல்லாவிடில், விரவுதல் மூலம் ஐசோடோப்புகள் மறுபடியும் கலந்து விடும்.

3. காய்ச்சி வடித்தல் முறை (**Distillation method**): இம் முறை ஐசோடோப்புகளின் ஆவி அழுத்தத்தில் (எனவே, கொதிநிலையிலும்) உள்ள வேறுபாட்டை அடிப்படையாகக் கொண்டது. அதாவது குறைந்த எடையுடைய ஐசோடோப்பு குறைந்த வெப்பநிலையிலும், அதிக எடையுடைய ஐசோடோப்பு அதிக வெப்பநிலையிலும் கொதிக்கிறது. இம் முறையைப் பயன்படுத்தி மெர்க்குரியின் ஐசோடோப்புகள் பிரிக்கப்பட்டன. ஒரு தீவார் குடுவையின் (படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளது) இரு சுவர்களுக்கிடையே மெர்க்குரி ஆவியாக்கப்

படுகிறது. உட்கலத்தில் உள்ள திரவக் காற்று, அக்கலத்தை குளிரச் செய்கிறது. மெர்க்குரிக்கும், திரவக் காற்றுக்கும்



படம் 19

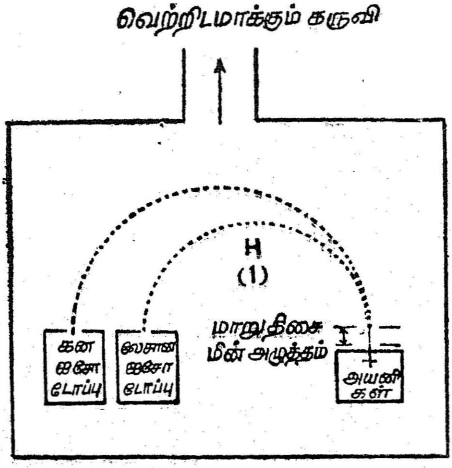
இடையே உள்ள தூரம் மெர்க்குரி ஆவியின் சராசரி மோதல் தொலைவுக்குச் (mean free path) சமமாயுள்ளது. இந்த நிலையில் முதலில் ஆவியான லேசான ஐசோடோப்பு உட்கலத்தின் சுவர்களில் குளிர்ந்து துளிகளாகத் திரள்கிறது.

திரவ ஹைடிரஜனை அதன் மும்மைநிலையில் (triple point) ஆவியாக்கி, டியூட்டீரியத்தை ஓரளவு பிரித்தெடுத்தனர்.

4. மின்பகுப்பு முறை (Electrolytic method): இம்முறையைப் பயன்படுத்தி டியூட்டீரியத்தை சாதாரண நீரிலிருந்து பிரித்தெடுப்பதுபற்றி விரிவாக 'நீர்' அத்தியாயத்தின் கீழ் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

5. மின்காந்த முறை (Electromagnetic method): நிறை நிரல் வரையியின் தத்துவத்தைக் கொண்டு இம்முறையில் ஐசோடோப்புகள் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன. ஐசோடோப்புகளை அயனியுறச் செய்து, அவற்றை தகுந்த மின் காந்தப்புலன்களினூடே செலுத்தினால், நிறைகளுக்கேற்ப அவற்றின் பாதை வெவ்வேறு அளவில் வளைக்கப்படு

கின்றன. கணக்கிடப்பட்ட இடங்களில் தகுந்த இலக்குகளை வைத்து, ஐசோடோப்புகள் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன.



படம் 20

குறைந்த அளவில் ஐசோடோப்புகள் பிரித்தெடுக்கப்பட்டாலும், அவைகளை முழுமையாகப் பிரிக்கலாம். இம் முறையில் யுரேனியத்தின் ஐசோடோப்புகள் பிரித்தெடுக்கப்பட்டுள்ளன.

6. **வேதியப் பரிமாற்ற முறைகள் (Chemical exchange methods):** இம்முறையில் ஹைடிரஜனின் ஐசோடோப்புகள் பிரிக்கப்பட்டுள்ளது பற்றி 'நீர்' அத்தியாயத்தில் விரிவாகக் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

ஐசோடோப்புகளின் பயன்கள்: எல்லா தனிமங்களுமே, இரண்டோ அல்லது அதற்கு மேற்பட்டோ ஐசோடோப்புகளைப் பெற்றுள்ளன. சில ஐசோடோப்புகள் கதிரியக்கத் தன்மையையும், மற்றவை நிலைப்புத் தன்மையையும் பெற்றுள்ளன. இந்த இரண்டு வித ஐசோடோப்புகளின் பயன்களாவன:

கதிரியக்க ஐசோடோப்பு வேதிய வினையின் போக்கில் எவ்வித மாற்றத்தையும் நிகழ்த்துவதில்லை. கதிரியக்கத் தனிமங்களை எலெக்ட்ரோஸ்கோப் அல்லது கைகர்-முல்லர் கருவி மூலம் கண்டறியலாம். வேதிய வினைகளில் கதிரியக்க ஐசோடோப்புகளைப் பெற்ற சேர்மங்களைப் பயன்படுத்தி, நேரம்

செல்லச் செல்ல கதிரியக்கத்தை கைகர்-முல்லர் கருவி மூலம் அளப்பதால், வினையின் போக்கையும், வினை வழி முறையையும் அறிந்துகொள்ள ஏதுவாகிறது. இவ்வாறு வினையின் வழி முறையை அறிந்துகொள்ளும் தத்துவத்தை தடம் அறிமுறை (tracer technique) என்றும், இதற்குப் பயன்படும் தனிமத்தை தடம் அறி தனிமம் (tracer element) என்றும் கூறுகிறோம்.

(a) ஒரு உப்பு அதன் பூரிதக் கரைசலுடன் சமநிலையில் இருக்கும்போது, கரைசலிலுள்ள உப்பு மூலக்கூறுகளுக்கும், திண்ம உப்பு மூலக்கூறுகளுக்கும் இடையே பரிமாற்றம் நிகழ்கிறது என்பது தடம் அறி தனிமத்தைக் கொண்டு நிரூபிக்கப் பட்டுள்ளது. கதிரியக்கம் பெற்ற லெட் உள்ள திண்ம லெட் குளோரைடு கரைசலை, கதிரியக்கம் பெருத லெட் குளோரைடின் பூரிதக் கரைசலில் வைத்திருந்தால், சிறிது நேரத்தில் கரைசல் கதிரியக்கம் பெறுவதைக் காணலாம்.

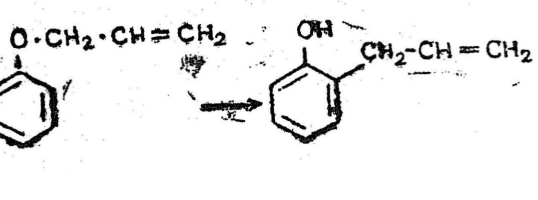
(b) கதிரியக்கமில்லாத சோடியம் சல்ஃபைட்டுடன், கதிரியக்க சல்ஃபர் வினைக்குட்படுத்தப்பட்டு சோடியம் தயோ சல்ஃபேட் தயாரிக்கப்படுகிறது. இச் சேர்மம் அமிலத்துடன் சேர்க்கப்பட்டபோது, கதிரியக்க மற்ற சல்ஃப்யூரஸ் அமிலமும், கதிரியக்க சல்ஃபருமே கிடைக்கிறது. இதிலிருந்து சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டிலுள்ள இரண்டு சல்ஃபர் அணுக்களுமே சமமானவை அல்ல என்பது தெளிவாகிறது.

$$Na_2SO_3 + S^* \longrightarrow Na_2SS^*O_3$$

$$Na_2SS^*O_3 + 2HCl \longrightarrow 2\,NaCl + H_2SO_3 + S^*$$

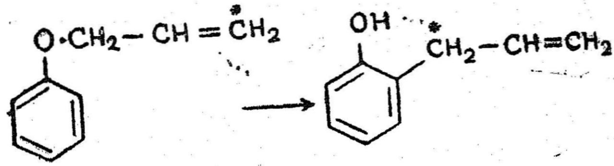
(c) தடம் அறி தனிமங்களைக்கொண்டு, மூலக்கூறு உட் சார்ந்த இட மாற்றம், மூலக்கூறுகள் இடைப்பட்ட இடமாற்றம் (intramolecular and inter-molecular rearrangement) இவற்றை வேறுபடுத்திக் காட்ட இயலும்.

சான்ருக, கிளெய்சன் இடமாற்றம் மேற்கூறிய இரண்டு வகை இடமாற்றங்களில் எவ்வகையைச் சார்ந்தது என அறிய



லாம். அல்லைல் ஃபீனைல் ஈத்தர் 200°Cக்கு சூடாக்கும்பொழுது ஆர்த்தோ அல்லைல் ஃபீனாலைக் கொடுக்கிறது. இதுவே கிளெய்ஸன் இடமாற்றமாகும்.

எடுத்துக்கொண்டுள்ள சேர்மத்தில் γ-கார்பன் அணு கதிரியக்கம் பெற்றுள்ளதாக இருப்பதால், கிடைத்த வினை பொருளில், கதிரியக்கம் பெற்ற கார்பன் பென்சீன் வளையத்



துடன் இணைந்துள்ளது. இது மூலக்கூறு உட்சார்ந்த இட மாற்றத்தைக் குறிக்கிறது.

(d) ஒரு ஆல்கஹாலும், அமிலமும் வினைபடும்போது வெளியேறும் நீரில் உள்ள —OH தொகுதி அமிலத்திலிருந்து வெளியேற்றப்பட்டதா அல்லது ஆல்கஹாலிலிருந்து வெளித் தள்ளப்பட்டதா என்பதை ஆக்ஸிஜன் ஐசோடோப்பைப் ($_8O^{18}$) பயன்படுத்தி கண்டறியலாம். O^{18}-ஐப் பெற்ற ஆல்கஹால் அமிலத்துடன் வினைக்குட்படுத்தப்படுகிறது.

1. $CH_3CO\,|OH + H|\,—O^{18}—C_2H_5 \longrightarrow$

$$CH_3-CO—O^{18}-C_2H_5 + H_2O$$

2. $CH_3—COO\,|H + H — O^{18}|\,—C_2H_5 \longrightarrow$

$$CH_3—COOC_2H_5 + H_2O^{18}$$

இவ் வினையில் வெளிவரும் நீரில் O^{18} இல்லை. எனவே, இவ் வினை சமன்பாடு (1)ல் குறிப்பிட்டபடியே நடந்திருக்க வேண்டும் என அறிகிறோம். அதாவது —OH தொகுதியானது அமிலத்திலிருந்து வந்திருக்க வேண்டும்.

இதுபோலவே ஹாஃப்மன் இட மாற்றம் போன்ற பல வினைகளின் வழிமுறையை அறிய தடம் அறி தனிமங்கள் பயன் படுத்தப்படுகின்றன.

(e) C^{14}, O^{18}, N^{13} ஆகிய கதிரியக்கத் தனிமங்கள் ஒளிச் சேர்க்கையின் வினை வழிமுறை, விலங்கு, தாவரம் ஆகியவற்

றின் வளர்சிதை மாற்றம் (metabolism) ஆகியவற்றை கண்டறிய பெரிதும் பயன்படுகின்றன.

(f) மருத்துவத் துறையில் கதிரியக்க ஐசோடோப்புகள் பெரிதும் உபயோகப்படுத்தப்படுகின்றன. புற்று நோயைக் குணப்படுத்த ரேடியத்திலிருந்து வரும் கதிர்கள் பயன்படுகின்றன. தைராய்டு சுரப்பி அதிகமாக சுரப்பதனால் ஏற்படும் நோய்களைக் குணப்படுத்தவும், ரத்தத்தின் வெப்பநிலையை கட்டுப்படுத்தவும், மற்றும் எண்ணிலா முறைகளிலும் மருத்துவத் துறையில் கதிரியக்க ஐசோடோப்புகள் பயன்படுகின்றன.

கதிரியக்கக் கார்பனால் ஆயுள் கணிப்பு (Radio-carbon dating): வெளிவாயு மண்டலத்திலிருந்து பூமியைத் தாக்கும், மிக ஆற்றல் பெற்ற காஸ்மிக் கதிர்கள், காற்றிலுள்ள நைட்ரஜனை கதிரியக்கம் பெற்ற கார்பனாக மாற்றுகின்றன. முதல் வினையில் முதலில் நியூட்ரான்கள் வெளிப்பட்டு, நைட்ரஜனுடன் அணுக்கரு வினை நிகழ்த்தப்படுகிறது.

$$_{7}N^{14} + {_0}n^{1} \longrightarrow {_6}C^{14} + {_1}H^{1}$$

இந்த கதிரியக்கக் கார்பனின் பாதிச் சிதைவு காலம் 5570 ஆண்டுகள். எனவே, காற்றில் இந்த கதிரியக்கக் கார்பன் சிறிதளவு இருக்கும். இக் கார்பன் தாவரங்களாலும், மற்ற மிருகங்களாலும் உட்கொள்ளப்படுகிறது. பின் இக்கார்பன் அவற்றிலிருந்து வெளிவிடப்படும். இவ்வாறு உட்கொள்ளப்பட்ட கதிரியக்கக் கார்பனுக்கும், வெளிவிடப்படும் கார்பனுக்கும் இடையே ஒரு சமநிலை ஏற்படும். இவ்வாறு உயிர் இருக்கும் வரை மட்டுமே சம நிலை இருக்கும். தாவரங்களும், உயிரினங்களும் இறந்தபின், கதிரியக்கக் கார்பன் மேலும் உட்கொள்ளப்படுவது நின்று விடுகிறது. அதனால் இறந்த உயிரினங்களிலுள்ள கதிரியக்கக் கார்பன் காலம் செல்லச் செல்ல சிதைவடைகிறது. இறந்த உயிரினத்தின் கதிரியக்கத்தின் அளவை அளப்பதன் மூலம், தாவரமோ அல்லது மிருகமோ வாழ்ந்து எவ்வளவு காலம் ஆகிறது எனக் கணக்கிட இயலும்.

இதுபோலவே இயற்கையில் கிடைக்கும் கதிரியக்கத் தனிமங்களின் கதிரியக்க அளவைக் கொண்டு, பூமி உண்டாகி எவ்வளவு ஆண்டு ஆகியிருக்கும் எனக் கணக்கிடப்பட்டுள்ளது.

வினாக்கள்

1. 'கதிரியக்கம்' என்றால் என்ன? இது ஒரு அணுக்கரு வினையே என்று எவ்வாறு மெய்ப்பிப்பாய்?

2. கதிரியக்கத் தனிமங்கள் எம்மாதிரியான கதிர்களை வெளிவிடுகின்றன? அவை எங்ஙனம் கண்டறியப்படுகின்றன? அவற்றின் முக்கிய பண்புகள் யாவை?

3. ஆல்ஃபா, பீட்டா மற்றும் காமா கதிர்களின் நிறை, மின்னேற்றம், ஊடுருவிச் செல்லும் தன்மை ஆகியவற்றை ஒப்பிடுக.

4. 'பாதிச் சிதைவு காலம்' என்றால் என்ன? $_{88}Ra^{226}$-ன் பாதிச் சிதைவு காலம் 2300 ஆண்டுகள். ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுடைய ரேடியம் 75% சிதைய எவ்வளவு ஆண்டுகள் பிடிக்கும்?

5. குறிப்பு வரைக: (i) தனிமத் தொகுதி இடப் பெயர்ச்சி விதி. (ii) பாதிச் சிதைவு காலம். (iii) கதிரியக்கச் சமநிலை.

6. இயற்கைக் கதிரியக்கத்திலிருந்து பூமியின் ஆயுள் எவ்வாறு கணிக்கப்படுகிறது?

7. கதிரியக்க சோடியத்தின் அரை ஆயுள் காலம் 53,300 செகண்டுகளாகும். இதன் கதிரியக்கம் 1/10ஆகக் குறைய எவ்வளவு நேரம் ஆகும்?

8. கதிரியக்கச் சோதனைகள் எவ்வாறு அணுவின் அமைப்பை விளக்குகின்றன?

9. கதிரியக்கக் கதிர்களைப் பற்றி குறிப்பு வரைக. அணுவின் அமைப்பை அறிய இக்கதிர்கள் எங்ஙனம் பயன்படுகின்றன என்பதை விளக்குக.

10. Fr^{221} தனிமத்தின் பாதிச் சிதைவு காலம் 4·8 நிமிடங்களாகும். இந்த ஐசோடோப்பை 5 மி.கி. எடுத்துக்கொண்டால், 30 நிமிடங்களுக்குப் பின் எவ்வளவு மி. கி. தனிமம் சிதைவடையாமல் எஞ்சியிருக்கும்?

11. அணுக்கரு வினைகளுக்கும், வேதிய வினைகளுக்கும் உள்ள வேறுபாடுகளை விளக்குக.

12. செயற்கை முறைக் கதிரியக்கம் (artificial radio-activity) என்றால் என்ன? எடுத்துக்காட்டுகளுடன் விளக்குக.

13. 'தூண்டப்பட்ட கதிரியக்கம்' (induced radio-activity) என்றால் என்ன?

14. செயற்கைத் தனிம மாற்றம் என்றால் என்ன? இவ் வினைகளை நிகழ்த்த எப்பொருள்கள் எறிபொருள்களாகப் பயன் படுத்தப்படுகின்றன? இந்த எறிபொருள்களை முடுக்கப் (accelerate) பயன்படும் சாதனங்கள் செயல்படும் தத்துவங்களை விளக்குக.

15. அணுக்கரு வினைகளை நிகழ்த்த ஆல்ஃபா துகள்களை விட நியூட்ரான்கள் சிறந்த எறிபொருள்களாகப் பயன்படுகின்றன. விளக்குக.

16. அணுக்கரு ஆற்றல் என்றால் என்ன?

17. கட்டு பின்னம் (packing fraction) என்றால் என்ன? இதன் மதிப்பு தனிமங்களின் நிலைப்புத் தன்மையுடன் எவ்வாறு ஒப்பிடப்படுகிறது?

18. α-துகள்கள், புரோட்டான்கள், நியூட்ரான்கள் ஆகியவை நிகழ்த்தும் அணுக்கரு வினைகளை எழுதுக.

19. அணுக்கருப் பிளப்பு மற்றும் அணுக்கரு ஒன்றிப்பு (nuclear fission and fusion) என்றால் என்ன?

20. அணுக்கருத் தொடர் வினை (nuclear chain reaction) என்றால் என்ன? இவ்வினை (i) அணுக்கரு உலை, (ii) அணு குண்டு (atom bomb) ஆகியவற்றில் எங்ஙனம் நிகழ்த்தப்படு கிறது?

21. கீழ்க்காணும் அணுக்கரு வினையில் வெளிவரும் ஆற்றலின் மதிப்பைக் கணக்கிடுக:

$$2\ {}_1H^1 + 2\ {}_0n^1 \longrightarrow {}_2He^4$$

${}_1H^1 = 1.008$ a.m.u.; ${}_0n^1 = 1.009$ a.m.u.; ${}_2He^4$ 4.0039 a.m.u.

22. தடம் அறி தனிமங்கள் என்றால் என்ன? இவை (i) மருத்துவத்திலும், (ii) தொழிற்சாலைகளிலும், (iii) வேதிய வினைகளின் வினை வழிமுறையை அறிவதிலும் எங்ஙனம் பயன்படுத்தப்படுகின்றன?

23. குறிப்பு வரைக: (i) மாஜிக் எண்கள்; (ii) கதிரியக்கத் தொடர் வரிசை; (iii) பிணைப்பு ஆற்றல்; (binding energy) (iv) அணுக்கரு ஆற்றல்; (v) பாதிச் சிதைவு காலம்.

24. 'ஐசோடோப்புகள்' என்றால் என்ன? ஒரு தனிமத்தின் ஐசோடோப்புகள் பிரித்தெடுக்கப்படும் முறைகளின் தத்துவங்களை விளக்குக.

25. அணு எடை எண் என்றால் என்ன? கார்பன், ஆக்ஸிஜன், ஹைடிரஜன் ஆகியவற்றின் அடிப்படையில் தனிமங்களின் அணு எடை எண் என்பது எதைக் குறிக்கும்? கார்பன் அலகில் குறிக்கும் அணு எடை எண் மற்றவைகளை விட ஏன் சிறந்ததாகக் காணப்படுகிறது?

26. காரணம் காட்டி விளக்குக: (i) ப்ரௌட் கொள்கையின்படி, தனிமங்களின் அணு எடைகள் முழு எண்களாக இருக்க வேண்டும். ஆனால், பெரும்பாலான தனிமங்களின் அணு எடை மதிப்புகள் பின்னமாக உள்ளன. (ii) இயற்கையில் கிடைக்கும் கதிரியக்கத் தனிமங்களுடன் லெட் காணப்படுகிறது. (iii) ஆல்ஃபாத் துகள்கள் என்பவை ஹீலியம் அணுக் கருக்களே. (iv) இயற்கை கதிரியக்கத்தைக் கொண்டு இறந்த உயிரினங்களின் இறப்பு வருடத்தைக் கணிக்க இயலும். (v) கதிரியக்கம் ஓர் அணுக்கரு வினையே.

8. அணு எடை

(Atomic Weight)

அணு மிக மிக நுண்ணிய துகளாகும். மிகச் சக்தி வாய்ந்த உருப் பெருக்கியாலும் அணுவைக் காண இயலாது. இத் தகைய நுண்ணிய துகளை எத்தகைய நுட்பத் தராசு கொண் டும் எடை கண்டுபிடிக்க முடியாது. எனவே, ஒரு தனிமத்தின் அணு வேருெரு தனிமத்தின் அணுவைவிட எத்தனைப் பங்கு கனமானது என ஒப்பிடும் முறை கையாளப்பட்டது. அவகாட்ரோ கொள்கை (Avogadro's theory) ஒத்த வெப்ப அழுத்த நிலைகளில் ஒத்த கன அளவுள்ள வாயுக்கள் சமமான எண்ணிக்கையில் மூலக்கூறுகளைப் பெற்றிருக்கும் எனக் கூறுகிறது. ஆதலால், ஒத்த வெப்ப அழுத்தநிலைகளில் ஒரு லிட்டர் ஆக்ஸிஜன் ஒரு லிட்டர் ஹைடிரஜனைவிட எத்தனைப் பங்கு அதிக எடையுடையது என நிறுத்துக் கண்டறிந்தால், ஆக்ஸிஜனுடைய ஒரு மூலக்கூறு (அல்லது ஓர் ஆக்ஸிஜன் அணு) ஹைடிரஜனின் ஒரு மூலக்கூற்றைவிட (அல்லது ஓர் அணுவைவிட) எத்தனை மடங்கு கனமானது என அறிந்து கொள்ளலாம். இவ்வாறு ஒப்பிடு முறையில் அறியப்பட்ட தனிமங்களின் அணு எடைகளைத்தான் சார்பு (relative) அணு எடைகள் என்பர்.

தனிமத்தின் அணு எடை என்று நாம் சொல்லுவதெல்லாம் அதன் சார்பு அணு எடையேயாகும். தனிமங்களின் உண்மையான அணு எடைகளை ($O = 16/6{\cdot}02 \times 10^{23}$ கிராம்; $Cl = 35{\cdot}46/6{\cdot}02 \times 10^{23}$ கி.) நிர்ணயிக்க வழி இருப்பினும், நடைமுறையில் நாம் அவைகளின் சார்பு அணு எடைகளையே பயன்படுத்துகிறோம்.

ஹைடிரஜன் நியம அளவு (Hydrogen as standard): அணுக்களுள் மிகவும் லேசானது ஹைடிரஜன் அணு. எனவே, அதன்

அணு எடையை ஒன்று என நியமமாகக் கொண்டு, மற்ற அணுக்கள் ஹைடிரஜன் அணுவைவிட எத்தனைப் பங்கு கனமாக உள்ளன என நிர்ணயிக்கப்பட்டது. இதன்படி, தனிமத்தின் அணு எடை என்பது, அதன் ஓர் அணுவின் எடைக்கும் ஒரு ஹைடிரஜன் அணுவின் எடைக்கும் உள்ள விகித எண்ணும் என்ற வரையறையை டால்டன் (Dalton) வழங்கினுர்.

ஆக்ஸிஜன் நியம அளவு: சில தனிமங்களே ஹைடிரஜனுடன் வினைபட்டு எளிதில் பகுப்பு முறைகளுக்கு உள்ளாகும் சேர்மங்களைத் தரவல்லவை என்று தெரிந்தது. ஆதலால் அநேகமாக எல்லா தனிமங்களுடன் சேர்ந்து நிலையான சேர்மங்களைத் தரக்கூடியதாக இருக்கும் ஆக்ஸிஜனை ஒப்பிடுவதற்கு நியமத் தனிமமாக எடுத்துக் கொள்ளப்பட்டது. ஆக்ஸிஜன் அணு எடை 16 என்றும் மற்ற தனிம அணுக்களின் எடைகளை அதனுடன் ஒப்பிட்டு அறிவது என்றும் தீர்மானிக்கப்பட்டது. எனவே, ஆக்ஸிஜன் நியம அளவில், அணு எடைக்கு வரையறை வருமாறு: ஒரு தனிமத்தின் ஓர் அணுவின் எடைக்கும், $\frac{1}{16}$ பங்கு ஆக்ஸிஜன் அணுவின் எடைக்கும் உள்ள விகித எண்ணே, எடுத்துக்கொண்ட தனிமத்தின் அணு எடையாகும்.

வேதியியல் முறையில் அணு எடை (Chemical atomic weight): வேதியியல் முறையில் சார்பு அணு எடைகளை நிர்ணயிப்பதற்கு, ஆக்ஸிஜனுடைய அணு எடை 16 ($O = 16$) என்று நியமமாகக் கொள்ளப்படுகிறது. இங்கு குறிக்கப்படும் "ஆக்ஸிஜன்" இயற்கையில் காணப்படும் ஆக்ஸிஜனாகும்; இது O^{16}, O^{17}, O^{18} ஆகிய மூன்று ஐசோடோப்புகளும் சேர்ந்த கலவையாகும். இவைகளின் சராசரி எடை வேதியியல் முறையில் 16 என்று வைத்துக் கொண்டு, மற்ற தனிமங்களின் அணு எடைகள் கணக்கிடப்பட்டுள்ளன. இயற்கையில் காணப்படும் மூன்று ஐசோடோப்புகளின் அளவு விகிதங்கள் மாருமல் நிலையாக இருப்பதால், $O = 16$ என்ற நியம எடையைக்கொண்டு குறைபாடில்லாமல் மற்ற தனிம அணுக்களின் எடைகளை நிர்ணயிக்க முடிகிறது.

இயற்பியல் முறையில் அணு எடை (Physical atomic weight): இயற்பியல் முறையில் சார்பு அணு எடைகளை நிர்ணயிப்பதற்கு O^{16} ஐசோடோப்பை மட்டும் எடுத்துக் கொண்டு அதன் எடையை $O^{16} = 16{\cdot}0000$ என நியமமாகக் கொள்ளப்படுகிறது.

இயற்கையில் காணப்படும் ஆக்ஸிஜனுடைய மூன்று ஐசோடோப்புகளின் அளவும், அவைகளுக்குரிய துல்லிய மான எடைகளும் பின் வருமாறு :

ஐசோடோப்பு	%	துல்லிய எடை
O^{16}	99·759%	16·0000
O^{17}	0·037%	1·0045
O^{18}	0·204%	18·0049

எனவே, இயற்கையில் காணப்படும் ஆக்ஸிஜனுக்கு இயற்பிய முறையில் நியம எடை 16·0044 ஆகிறது. வேதியியல் முறையில் இயற்கையில் காணப்படும் ஆக்ஸிஜனுக்கு நியம எடை 16·0000 என்று வைத்துக் கொண்டுள்ளோம். எனவே, வேதியியல் அளவை இயற்பிய அளவிற்கு மாற்ற, வேதியியல் முறைப்படி அறிந்த அணு எடையை (16·0044 ÷ 16·0000) 1·000275 ஆல் பெருக்க வேண்டும் என அறிகிறோம்.

இயற்பிய அணு எடை = வேதியியல் அணு எடை × 1·000275.

C^{12}-ஐசோடோப்பு நியம அளவு (1961): இயற்பிய, வேதியியல் முறைகளில் நிர்ணயிக்கப்பட்ட ஒரு தனிமத்தின் அணு எடைகளிடையே வித்தியாசம் இருந்ததால், இயற்பிய, வேதியியல் ஆகிய இரு நிபுணர்களும் ஏற்றுக் கொள்ளக் கூடியதாக C^{12} நியம அளவை பல தேச இயற்பிய, வேதியியல் நிபுணர்கள் அடங்கிய குழுக்கள் (International Union of Pure and Applied Chemistry and Physics) ஏற்றுக் கொண்டு, அதை உலகம் முழுவதும் பொதுவாகப் பயன்படுத்தலாம் என்ற கருத்தை வெளியிட்டன. இதன்படி ஆக்ஸிஜனுடைய அணு எடை = 15·9994; ஹைடிரஜனுடைய அணு எடை = 1·00797.

புரோட்டான்கள், நியூட்ரான்கள் ஆகியவை ஓர் அலகு நிறையையும், எலெக்ட்ரான்கள் புறக்கணிக்கத்தக்க நிறையை

யும் பெற்றிருப்பதால், அணு எடைக்கும் இவைகளுக்கு மிடையே பின் வருமாறு ஒரு தொடர்பைக் காட்டலாம்:

$$\text{அணு எடை} = \left.\begin{matrix}\text{புரோட்டான்களின்}\\\text{எண்ணிக்கை}\end{matrix}\right\} + \left\{\begin{matrix}\text{நியூட்ரான்களின்}\\\text{எண்ணிக்கை}\end{matrix}\right.$$

இந்த அணு எடை உண்மையில் ஒரு தனிமத்தினுடைய ஐசோடோப்புகளின் நிறை எண்ணைக் காட்டுவதாகும்.

அணு எடையை நிர்ணயித்தல்

(1) கேனிஸாரோ முறை (Cannizzaro's method): ஒரு குறிப்பிட்ட தனிமத்தை உடைய பல சேர்மங்களின் மூலக்கூறு எடைகள் நிர்ணயிக்கப்படுகின்றன. பின் எல்லாச் சேர்மங்களினுடைய ஒரு கிராம் - மூலக்கூறு எடையிலுள்ள அத் தனிமத்தின் எடை பகுப்பு முறையில் அறியப்படுகிறது. கிடைக்கக் கூடிய மதிப்புகளில் குறைவாக இருக்கக் கூடியதே, அத் தனிமத்தின் அணு எடையைக் குறிக்கும்; ஏனெனில் பல சேர்மங்களை எடுத்துக்கொள்ளும்போது ஏதாவது ஒரு சேர்மத்திலாவது எடுத்துக்கொண்ட தனிமத்தின் ஒரு அணு இருக்க வேண்டும்.

(2) டியூலாங்-பெடிட் (Dulong and Petit) முறை— டியூலாங்-பெடிட் விதி: திண்ம நிலையில் ஒரு தனிமத்தின் உரிமை வெப்பத்தையும் (specific heat) அதன் அணு எடையையும் பெருக்கி வரும் தொகை மாறிலியாக இருக்கும்; இது தோராயமாக 6·4.

அணு எடை × வெப்ப எண் = 6·4

∴ தோராயமான அணு எடை = 6·4/சுய வெப்பம்

ஆனால் அணு எடை = இணைதிறன் × சமான எடை

எனவே, தோராய அணு எடையைக் கணக்கிட்டு அதைச் சமான எடையால் வகுத்து தோராய இணைதிறனைப் பெறலாம். பெறப்படும் தோராய இணைதிறனை நெருங்கிய முழு எண்ணாக மாற்றி அதை சமான எடையால் பெருக்க, தனிமத்தின் துல்லியமான அணு எடை கிடைக்கிறது.

(3) மிட்செர்லிஸ்ஸின் ஒத்த வடிவுடமை விதி (Mitscherlich law of isomorphism): ஒத்த படிக வடிவுடைய

பொருள்களெல்லாம் ஒத்த வாய்பாடைப் பெற்றிருக்கும். ஸிங்க் ஆக்ஸைடும், பெரிலியம் ஆக்ஸைடும் ஒத்த வடிவுடையவை. ஸிங்க் ஆக்ஸைடின் வாய்பாடு ZnO; ஆதலால் பெரிலியம் ஆக்ஸைடின் வாய்பாடு BaOவாக இருக்க வேண்டும். ZnOல் ஸிங்கின் இணைதிறன் இரண்டாக இருப்பதால், பெரிலியம் ஆக்ஸைடில் பெரிலியத்தின் இணைதிறன் இரண்டாக இருக்க வேண்டும். எனவே, பெரிலியத்தின் அணு எடை = 2 × 4·5. (4·5 = சமான எடை.)

பெரிலியம் அலுமினியத்துடன் பண்புகளில் ஒத்திருந்ததால், அலுமினியத்தைப் போலவே, அதற்கும் இணைதிறன் மூன்றாக இருக்கவேண்டும் எனக்கொண்டு பெரிலியத்தின் அணு எடை = 3 × 4·5 எனக் கணக்கிடப்பட்டது. தனிம வரிசை அட்டவணையில் தனிமங்களை வரிசைப்படுத்தும்போது, பெரிலியத்தின் அணு எடை 13·5 ஆக இருக்க முடியாது என மென்டலீஃப் கூறினார். இந்தத் தவறான அணு எடையைத் திருத்தி அமைப்பதற்கு ஒத்த வடிவுடைமை விதி பயனாகிறது.

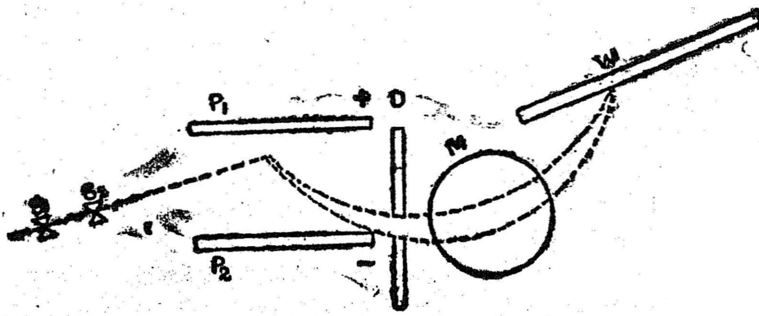
(4) தனிம அட்டவணையிலிருந்து அணு எடை காணல்: ஒத்த பண்புகளுடைய தனிமங்களெல்லாம் ஒரே தொகுதியின் கீழ் வருமாறு, தனிம அட்டவணையில் தனிமங்கள் வரிசைப் படுத்தப்பட்டுள்ளன. ஆதலால் ஒரு தனிமத்தின் பண்புகளிலிருந்து அட்டவணையில் அதற்குரிய இடம் எது என அறிந்து கொள்ள முடியும். அட்டவணையில் தனிமத்தின் இடம் தெரிந்தால் அதன் இணைதிறனைக் கூறலாம்; இணைதிறன் தெரியுமாயின் பின் வரும் தொடர்பைக் கொண்டு, அத் தனிமத்தின் அணு எடையைக் கணக்கிடலாம்:

அணு எடை = சமான எடை × இணைதிறன்.

இம்முறையும் பல தனிமங்களின் தவறான அணு எடைகளைத் திருத்தப் பயன்பட்டது.

(5) நிறை நிரல் முறை (Mass spectrographic method): ஒரு தனிமத்தின் ஐசோடோப்புகளைக் கண்டறியவும், ஐசோடோப்புகளின் அணு எடைகளை மிகத் துல்லியமாக நிர்ணயிக்கவும் பயன்படும் கருவியை நிறை நிரல் சாதனம் என்பர். தனிமங்களின் அளவு மிக மிகக் குறைவாக இருப்பினும் இக் கருவியைக் கொண்டு அவற்றின் அணு எடைகளைத் துல்லியமாக நிர்ணயிக்க முடிகிறது.

ஆஸ்ட்டன் (1919) ஐசோடோப்புகளைச் சிறந்த முறையில் கண்டறிய, தாம்ஸன் பயன்படுத்திய கருவியைச் சிறிது மாற்றி அமைத்தார். கீழே தரப்பட்டுள்ள படத்தைக் கொண்டு, நிறை நிரல் தத்துவத்தைப் புரிந்து கொள்ளலாம்.



படம் 21

நேர்மின் தன்மையுடைய கதிர்களின் கற்றையை (மின்னிறக்கக் குழாயினுள் இருக்கும் வாயுவை மின்சாரத்தைக் கொண்டு அயனியாக்கச் செய்வதன் மூலம் பெறப்படுகிறது) S_1, S_2 என்ற சிறு பிளவுகளைக் (slits) கொண்டு நேராக்கி, P_1, P_2 என்ற மின்னேற்றமுடைய இரண்டு தகடுளின் இடையே செல்லும்படிச் செய்யப்படுகிறது. கற்றையிலுள்ள துகள்கள் நேர்மின் தன்மையுடையனவாய் இருப்பதால், அவைகள் எதிர் மின்னேற்றமுடைய தகட்டை (P_2) நோக்கி விலகுகின்றன. கற்றையிலுள்ள துகள்கள் P_2–ஐ நோக்கி அடையும் இந்த விலக்கம் அவைகளின் e/mv^2 விகிதத்தைப் பொறுத்து இருக்கும். (e = துகளின் மின்னேற்றம்; m = துகள்களின் நிறை; v = திசை வேகம்.) விலக்கம் அடைந்த கதிர்கள் D-என்ற விதானத்தின் அல்லது இடைத் திரையின் (diaphragm) வழியாகப் பாய்ந்து ஒரு பெரிய மின் காந்தத்தின் (M) முனைகளுக்கிடையே செல்கின்றன. இங்கு கதிர்கள் விலக்கமடைவது முன்பு விலக்கமடைந்ததற்கு எதிர்த் திசையிலிருக்கும்படி, காந்தப்புலத்தின் திசையைத் தேர்ந்து எடுக்கப்படுகிறது. ஒரு தனிமத்தினுடைய நேர்மின் துகள்களின் மின்னேற்றம் ஒரே அளவு ஆக இருக்குமாதலால், அத் துகள்கள் அவைகளின் நிறைக்கு ஏற்ப காந்தப்புலத்தினுல் பிரிகை அடைந்து, எதிரே வைக்கப்பட்டுள்ள ஒளிப்படத் தகட்டின் மேல் (W) விழுகின்றன. வெவ்வேறு நிறையுடைய வெவ்வேறு நேர்மின் துகள்கள் ஒளிப்படத் தகட்டில் வெவ்வேறு இடங்

களைப் பாதிக்கின்றன. எனவே, ஒளிப்படத் தகட்டில் உருத் துலக்கும்போது (develop) பல கோடுகள் தென்படுகின்றன. ஒவ்வொரு கோடும் ஒத்த நிறையுள்ள பல கதிர்களைக் குறிக்கும். ஒளிப்படத் தகட்டில் அணு நிறை தெரிந்த ஒரு தனிமத்திற்குக் கிடைத்த கோட்டை, மற்ற கோடுகளுடன் ஒப்பிட்டுப் பார்த்து அக்கோடுகளுக்குரிய அணு நிறைகளை மிகத் துல்லியமாக கணக்கிடலாம். (நேர்மின் கதிர்களில் ஒத்த நிறையுள்ள துகள்கள் மட்டும் இருப்பின் தகட்டில் ஒரு கோடு மட்டும்தான் கிடைக்கும்.)

(6) ஸ்டாஸ், ரிச்சர்ட்ஸ் முறைகள்: அணு எடைகளை மிகவும் துல்லியமாக நிர்ணயித்தவர்களுள் குறிப்பிடத்தக்கவர்கள் ஸ்டாஸ் (1860), ரிச்சர்ட்ஸ் (1868—1928) ஆகியோர் ஆவர். ஸ்டாஸ் தூய $KClO_3$ மற்றும் தூய $AgNO_3$-ஐ எடுத்துக் கொண்டு AgCl வீழ்ப்படிவை உண்டாக்கினர். பல முன் எச்சரிக்கைகளுடன் (precautions) சோதனையை நடத்தி அதன் பயனாகக் கிடைத்த குறிப்புகளைக் கொண்டு சில்வர், குளோரின், பொட்டாசியம் ஆகியத் தனிமங்களின் அணு எடைகளை நியம (standard) எடையாக எடுத்துக் கொண்டார்.

அணு எடைகளை ஸ்டாஸ் மிகவும் துல்லியமாக நிர்ணயித்த போதிலும், சோதனைக்குரிய பின்வரும் சில பிழைகளும் இருந்தன: (i) எந்த அளவிற்கு $KClO_3$-ஐ தூயதாக்கினாலும் அத்துடன் சிறிது KCl கலந்திருந்தது; (ii) பரப்புக் கவர்ச்சியால் (adsorption) AgCl-உடன் KCl-ம் இருந்தது; (iii) பயன்படுத்தப்பட்ட சில்வருடன் சிறிது ஆக்ஸிஜன் மாசாகச் சேர்ந்திருந்தது; (iv) AgCl நீரில் கரையும் அளவை ஸ்டாஸ் கவனத்தில் எடுத்துக் கொள்ளாதது.

ரிச்சர்ட்ஸ் மற்றும் அவரைச் சார்ந்தவர்கள் மேற்கண்ட குறைகளை நீக்கப் பல வழிகளைக் கையாண்டனர். சில்வர், குளோரின், நைட்ரஜன் ஆகிய தனிமங்களின் அணு எடைகளை நிர்ணயிப்பதற்காக, மிகத் தூய NH_4Cl-ஐயும் மிகத் தூய $AgNO_3$-ஐயும் எடுத்துக்கொண்டு AgCl வீழ்படிவை உண்டாக்கினர். ரிச்சர்ட்ஸ் கையாண்ட எச்சரிக்கைகள் பின்வருமாறு:

(i) கண்ணாடி நீரினால் பாதிக்கப்படுகிறது. எனவே, வினைகளை நிகழ்த்த கண்ணாடிப் பாத்திரங்களுக்குப் பதிலாக பிளாட்டினத்தால் ஆன பாத்திரங்கள் பயன்படுத்தப்பட்டது; (ii) திண்மப் பொருளை திரவத்திலிருந்து பிரிப்பதற்கு மைய

விலக்கு சுழற்சிக் கருவி (centrifuge) உபயோகப் படுத்தப் பட்டது ; (iii) AgCl நீரில் கரைவதைக் கவனத்தில் எடுத்துக் கொண்டு, நீரில் கரைந்த AgCl-ன் அளவை, நெப்ஃபலோ மீட்டர் (Nephelometer) என்ற கருவியைக் கொண்டு கணக் கிட்டு அறிந்தார்; (iv) சூடு செய்வதற்காக மின் அடுப்பு பயன் படுத்தப்பட்டது ; (v) பொருள்களை தக்க சூழ்நிலையில் சூடு செய்து உலர்த்துவதற்குத் தகுந்தவாறு ஒரு தனிச் சிறப் புடைய புட்டிக் கருவியைக் (bottling apparatus) கண்டு பிடித்து பயன்படுத்தினர்.

ஆக்ஸிஜன், ஹைடிரஜன் ஆகியவற்றின் அணு எடைகளை முறையே 16, 1·0076 எனக்கொண்டு, சில்வர், நைட்ரஜன், குளோரின் ஆகிய தனிமங்களின் அணு எடைகளைக் கணக்கிட் டனர். கணக்கிடும் முறை சுருக்கமாக கீழே காட்டப்பட் டுள்ளது :

AgCl/Ag ; NH_4Cl/AgCl; $AgNO_3$/Ag ஆகியவற்றின் எடை விகிதங்கள் முறையே a, b, c எனக் கொள்வோம்.

$$\frac{AgCl}{Ag} = a\,; \quad \frac{NH_4Cl}{AgCl} = b\,; \quad \frac{AgNO_3}{Ag} = c.$$

சில்வர், குளோரின், நைட்ரஜன் ஆகியவற்றின் அணு எடைகளை முறையே X, Y, Z எனக்கொண்டால்,

$$X + Y = aX \qquad \text{......(1)}$$

$$Z + 4 \times 1{\cdot}0076 + Y = b(X + Y) \qquad \text{......(2)}$$

$$X + Z + 48 = cX \qquad \text{......(3)}$$

(1)-லிருந்து, $Y = X\,(a - 1)$

(3)-லிருந்து, $Z = (c - 1)\,X - 48$

Y, Z ஆகியவற்றின் மதிப்புகளை சமன்பாடு (2)-ல் பதலீடு செய்து X-ன் மதிப்பு அறியலாம். பின் X-ன் மதிப்பு கொண்டு Y, Z ஆகியவைகளின் மதிப்புகளை எளிதில் கணக்கிடலாம். இவ்வணு எடைகளை ஆதாரமாகக் கொண்டு மற்ற தனிமங் களின் அணு எடைகளும் துல்லியமாக நிர்ணயிக்கப் பட்டன.

வினுக்கள்

1. தனிமங்களின் சார்பு அணு எடைகளை அறிய பயன் படுத்தப்படும் நியம அளவுகள் (standards) யாவை ?

2. இயற்பிய, வேதிய அணு எடைகள் என்ருல் என்ன? அவை இரண்டிற்கும் உள்ள வேற்றுமை யாது ? ஒரு தனி மத்தின் இயற்பிய அணு எடை அதன் வேதிய அணு எடையை விட அதிகமாக இருக்கக் காரணம் என்ன ?

3. தனிமங்களின் அணு எடைகளை நிர்ணயிக்கப் பயன் படுத்தப்படும் பல்வேறு முறைகளை விவரி.

4. அணு எடைகளை துல்லியமாக நிர்ணயிக்கும் இரண்டு முறைகளைப் பற்றி விரிவாகக் கூறுக.

5. குறிப்பு எழுதுக : (a) டியூலாங்-பெடிட் விதி; (b) ஒத்த வடிவுடைமை விதி; (c) நிறை நிரல் முறை.

6. ஒரு வாயுத் தனிமத்தின் வேதிய அணு எடை எவ்வாறு துல்லியமாகக் கண்டு பிடிக்கப்படுகிறது என்று விவரி. $C^{12}=12$ என்ற புதிய அணு எடை நியம அலகை பின்பற்றுவதால் ஏற்படும் நன்மைகள் யாவை?

7. காரணம் கூறுக : ப்ரௌட்டின் கற்பிதக் கொள்கை யின்படி தனிமங்களின் அணு எடை முழு எண்களாக இருக்க வேண்டும். ஆனல், பெரும்பாலான தனிமங்களுக்கு அவ் வாறு இருப்பதில்லை.

9. மந்த வாயுக்கள்
(Inert Gases)

வரலாறு : 1785ஆம் ஆண்டு, காவன்டிஷ் என்னும் விஞ்ஞானி, காற்றில் நைட்ரஜனையும், ஆக்ஸிஜனையும் தவிர மற்ற கண்டுபிடிக்கப்படாத வாயுக்கள் சில உள எனக் கண்டார். 1894ஆம் ஆண்டு ராலே மற்றும் அவரைச் சார்ந்த ராம்ஸே போன்ற விஞ்ஞானிகள் காற்றில் உள்ள அந்த வாயுக்களைப் பிரித்து, அவைகளுக்குப் பெயரிட்டனர். இதற்கடுத்த ஆண்டில் காற்றிலிருந்து ஹீலியம் (He) பிரித்தெடுக்கப்பட்டது. மற்ற வாயுக்களாவன: நியான், Ne (புதியது எனப் பொருள்), ஆர்கான், Ar (= மந்தமானது), க்ரிப்டான், Kr (= மறைந்துள்ளது), ஸெனுன், Xe (= விளங்காதது). இந்தக் குடும்பத்தைச் சார்ந்த மற்ற வாயுவான ரேடான், Rn கதிரியக்கச் சிதைவு விளைவுகளினுல் தயாரிக்கப்படுகிறது.

மேலே கூறிய எல்லா வாயுக்களும் வேதிய வினைகளில் ஈடுபடாமல் இருப்பதால், அவைகள் பொதுவாக மந்த வாயுக்கள் (inert gases) என அழைக்கப் படுகின்றன.

அணு அமைப்பும், நிலைப்புத் தன்மையும் : மந்த வாயுக்களின் அணுக்களில் எல்லா சுற்றுப் பாதைகளும் குறைவின்றி நிரம்பியிருப்பதால், அவை வேதிய வினைகளில் பெரிதும் ஈடுபடாமலும், நிலைப்புத் தன்மை பெற்றவைகளாகவும் உள்ளன.

இக் காரணங்களினுலேயே இவ் வாயுக்களின் மூலக்கூறுகளின் அணுக்கட்டு எண் (atomicity) ஒன்ருக உள்ளது. அதாவது இவ் வாயுக்கள் ஓரணு மூலக்கூறுகளைக் கொண்டுள்ளன. இவ் வாயுக்களுடைய அதிகமான அயனியாக்க ஆற்றலின் மதிப்பு இவற்றின் நிலைப்புத் தன்மையைக் குறிக்கிறது.

தனிமம்	அணு எண்	எலெக்ட்ரான் அமைப்பு
He	2	2
Ne	10	2, 8
Ar	18	2, 8, 8
Kr	36	2, 8, 18, 8
Xe	54	2, 8, 18, 18, 8
Rn	86	2, 8, 18, 32, 18, 8

இயற்பியப் பண்புகள் :

இவ்வாயுக்கள் தனிம அட்டவணையில் பூஜ்ஜியத் தொகுதியில் வைக்கப்பட்டுள்ளது. இது இத்தனிமங்களின் இணைதிறன் 0 என்பதைக் காட்டுகிறது. ஒவ்வொரு தொகுதிக்கும்

	பண்பு	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
1.	அணு எண்	2	10	18	36	54	86
2.	அணு எடை எண்	4·003	20·183	39·944	83·7	131·3	222
3.	அணு ஆரம் (A°)	—	1·60	1·91	2·00	2·2	—
4.	அடர்த்தி(கி./c.c.) (திரவ)	0·126	1·204	1·65	2·6	3·06	4·4
5.	கொதிநிலை (°K)	4·216	27·2	87·4	121·3	163·9	211·3
6.	உறைநிலை (°K)	—	24·43	83·9	104	133	202
7.	அயனியாக்க ஆற்றல் (ev)	24·58	21·559	15·755	13·996	12·127	10·745
8.	வெப்ப கடத்துத்திறன் (0°C) ($K \times 10^6$)	343	111·2	38·2	21·2	12·4	—

இயல்பான பண்புகளை இத் தொகுதியும் பெற்றுள்ளது. மேலிருந்து கீழாக இத் தொகுதியில் வரும்போது அணு ஆரம், அடர்த்தி, அணுப் பருமன், கொதிநிலை, உறை நிலை ஆகியவற்றின் மதிப்புகள் சீராக உயர்ந்து கொண்டே செல்கின்றன. மாறாக அயனியாக்க ஆற்றல், வெப்பம் கடத்துத் திறன் ஆகியவற்றின் மதிப்புகள் இதே வரிசையில் சீராகக் குறைகின்றன. மேலே கொடுக்கப்பட்டுள்ள அட்டவணை இவ்வாயுக்களின் பௌதிகப் பண்புகளை ஒப்பிடுகிறது.

மந்த வாயுக்கள் நீர்மாக்கப்படுகின்றன, திண்மமாக்கப்படுகின்றன என்னும் உண்மை, இவற்றின் மூலக்கூறுகளுக்கிடையே இருக்கும் ஈர்ப்பு விசையைக் குறிக்கிறது. இவ் விசைகள் மிகக் குறைவாயுள்ள வான்டர் வால்ஸ் ஈர்ப்பு விசைகள் என அறியப்படுகின்றன.

அணுக்கரு அதிர்விஞலும் (vibration) அணுவிலுள்ள எலெக்ட்ரான்கள் இடைவிடாது சூழல்வதிஞலும் தற்காலிகமாக இரு மின்முனைகள் (electric dipoles) இவ்வகை அணுக்களில் ஏற்படுகின்றன. இதனுல் மந்த வாயுக்களை நீர்ம நிலைக்கும் திண்ம நிலைக்கும் மாற்ற முடிகிறது.

நீர்ம ஹீலியம் இரு நிலைகளில் உள்ளது. இவைகள் முறையே ஹீலியம் I, ஹீலியம் II என அழைக்கப்படுகின்றன. ஹீலியம் I மற்ற நீர்மங்களுக்கு உள்ள பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது. ஆனுல், ஹீலியம் II தனக்கே உரிய (நீர்மங்களுக்குப் பொருந்தாத) பல பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது. இக் காரணத்திஞல், ஹீலியம் II பொருளின் நான்காவது நிலையில் (fourth state of matter) உள்ளது எனக் கூறப்படுகிறது. மற்ற மூன்று நிலைகள் திண்ம, நீர்ம, வாயு நிலைகளாகும். வைக்கப்பட்டுள்ள கொள்கலத்திலுள்ள சுவர்களின் வழியாக நீர்ம ஹீலியம் கீழிருந்து மேலாகச் செல்கிறது. இது காப்பரைவிட பல நூறு மடங்கு அதிக வெப்பம் கடத்துத் திறனையும் (thermal conductivity) ஹைடிரஜனைவிட மிகக் குறைவாக பாகுத் தன்மையையும் (viscosity) பெற்றுள்ளது. இந்த நீர்மத்திஞுள் சிறிது நேரம் மின்சாரத்தைப் பாய்ச்சி, பின் துண்டித்து விட்டாலும், மின்சாரம் நீர்மத்திஞுள் பாய்ந்து கொண்டிருக்கும். இப் பண்புகளை, நிறை எண் 4-ஐப் பெற்ற ஹீலியத்தின் ஐசோடோப்பே பெற்றுள்ளது என்பது குறிப்பிடத்தக்கது. 20 வளிமண்டல அழுத்தத்தில் அதன் உறை நிலை —272·3°C.

கிடைக்கும் இடங்கள்: 1. மந்த வாயுக்கள் வாயுமண்டலத்தில் மிகக் குறைந்த அளவு காணப்படுகின்றன. இருப்பினும், காற்றிலிருந்தே இவ்வாயுக்கள் பெரும்பாலும் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன. காற்றில் இவ்வாயுக்களின் சதவீத அளவு (பருமனில்) வருமாறு: ஹீலியம்—0·005; நியான்—0·0015; ஆர்கான்—0·932; க்ரிப்டான்—0·0001; ஸெனன்—0·00001.

2. சில இயற்கையில் காணப்படும் ஹைடிரோ கார்பன் வாயுக்களிலும் மந்த வாயுக்கள் காணப்படுகின்றன.

3. கிளீவைட் (clevite), யுரேனைட் (uranite) போன்ற கதிரியக்கமுடைய தாதுக்களிலும், மலைப் பாறைகளிலும் இவை காணப்படுகின்றன. இவைகளை வெப்பப்படுத்துவதால் வாயுக்கள் வெளிப்படுகின்றன. பாறைகளிலும், தாதுக்களிலும் இருக்கும் கதிரியக்கப் பொருள்களின் சிதைவினால் உண்டாகும் α-துகள்கள் ஹீலியமாக மாற்றப்படுகின்றன. இங்ஙனம் ஏற்படும் ஹீலியம் அவற்றில் உள்ளடங்கி இருக்கும்.

ரேடானின் எல்லா ஐசோடோப்புகளுமே கதிரியக்கமுடையவை. ஒரு குறிப்பிட்ட ஐசோடோப்பு எந்தத் தொடக்கக் கதிரியக்கத் தனிமத்திலிருந்து வந்தது என்பதைக் கொண்டு, பெயரிடப்படுகிறது (சான்றுகள்: ஆக்டினான், தோரான்). அதிக அரை ஆயுள் காலமுடைய (half-life period) Rn^{222} ஐசோடோப்பு, ரேடியம் குளோரைடு கரைசலிலிருந்து வெளிவரும் வாயுவிலிருந்து தயாரிக்கப்படுகிறது.

மந்த வாயுக்களைத் தனித்தனியே பிரித்தெடுத்தல் (Isolation of inert gases): மந்த வாயுக்கள் பெரும்பாலும் காற்றிலிருந்தே பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன. காற்றில் இவ்வாயுக்களின் சதவீத இயைபு (percentage composition) மேலே கொடுக்கப்பட்டுள்ளது. மந்த வாயுக்களின், மற்றும் காற்றிலுள்ள நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் ஆகியவற்றின் கொதிநிலைகள் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

வாயு	கொதிநிலை (°K)
நைட்ரஜன்	77·2
ஆக்ஸிஜன்	90·1
ஆர்கான்	87·4
நியான்	27·2
ஹீலியம்	4·216
க்ரிப்டான்	121·3
ஸெனன்	163·9

திரவக் காற்றை பின்னக் காய்ச்சி வடித்தலுக்கு உட்படுத்தும்போது நைட்ரஜனுடன் நியானும், ஹீலியமும், மீதமுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் மற்ற வாயுக்களான ஆர்கான், க்ரிப்டான் மற்றும் ஸெனனும் வெளிவரும் என்பதை மேற்கண்ட கொதிநிலைகள் குறிக்கின்றன. ஏனெனில், ஹீலியம், நியானின் கொதிநிலைகள் நைட்ரஜனைவிட குறைவாகவும், மற்ற மந்த வாயுக்களின் கொதிநிலைகள் ஆக்ஸிஜனைவிட அதிகமாகவும் உள்ளன.

இவ்வாறு கிடைத்த நியான், ஹீலியம், மற்றும் நைட்ரஜன் வாயுக் கலவை திரவ நைட்ரஜனால் குளிர்ச்சி செய்யப்பட்ட குழாய் வழியே செலுத்தப்படுகிறது. இதனால் வாயுக் கலவையிலுள்ள நைட்ரஜன் திரவமாகும். இவ்வாறு பெரும்பாலான நைட்ரஜன் பிரிக்கப்படுகிறது. பின்னர் நைட்ரஜனை முற்றிலும் நீக்க இவ்வாயுக் கலவை, வெப்பப்படுத்தப்பட்ட கால்சியம் கார்பைடு மேல் செலுத்தப்படுகிறது. நைட்ரஜன் கால்சியம் கார்பைடுடன் வினைபட்டு, வாயுக் கலவையிலிருந்து முழுவதுமாக அகற்றப்படுகிறது. மீதமிருப்பது 75% நியானும், 25% ஹீலியமும் உள்ள வாயுக் கலவையாகும். இவை யிரண்டும், அவற்றின் கொதிநிலை வேறுபாட்டைப் பயன்படுத்தி, பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல் மூலம் பிரிக்கப்படுகின்றன.

மீதமுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் ஆர்கான், கிரிப்டான், ஸெனன் வாயுக்கள் கலந்திருக்கும். இவ்வாயுக் கலவை

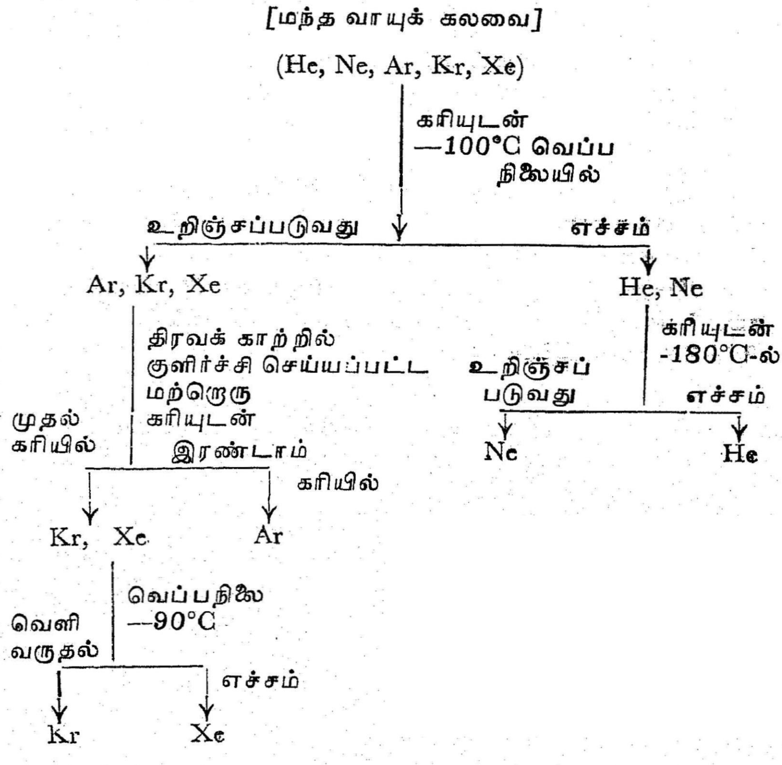
ஹைடிரஜனுடன் எரிக்கப்படுகிறது. பின் வெப்பப்படுத்தப் பட்ட காப்பர்—காப்பர் ஆக்ஸைடின்மேல் செலுத்தப்படுகிறது. இவ்வாறு நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன், நீராவி ஆகியவை நீக்கப் படுகின்றன. கிடைக்கும் மந்த வாயுக் கலவையிலுள்ள பகுதிப் பொருள்கள் பின்னக் காய்ச்சி வடித்தலின் மூலம் நீக்கப்படு கின்றன.

மந்த வாயுக் கலவையைப் பிரிக்க டீவாரின் முறை: எல்லா மந்த வாயுக்களும் கலந்த கலவை டீவாரின் முறைப்படி பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. கரியினுல் (charcoal) மந்த வாயுக்கள் வெவ்வேறு வெப்பநிலைகளில் பரப்புக் கவர்ச்சியால் உறிஞ் சப்படுவதை (adsorb) அடிப்படையாகக் கொண்டு இவைகள் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன.

—100°C வெப்பநிலையில் (தேங்காய்) சிறட்டைக் கரியி ஞல் (cocoanut charcoal) ஹீலியம், நியான் தவிர மற்ற வாயுக் களாகிய ஆர்கான், க்ரிப்டான், ஸெனுன் ஆகியவை உறிஞ் சப்படுகின்றன. இவ்வாறு ஹீலியமும், ஆர்கானும் மற்ற வாயுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன. இந்த ஹீலியம்-ஆர்கான் வாயுக் கலவையை—180°C வெப்பநிலையில் கரியின் மேல் செலுத்தும்போது, நியான் மட்டுமே உறிஞ்சப் படுகிறது. ஹீலியம் மட்டும் தூய நிலையில் உறிஞ்சப்படாமல் கிடைக் கிறது. உறிஞ்சப்பட்ட நியான், வெப்பநிலையை அதிகப்படுத் தும்போது, வெளிவிடப்படுகிறது.

ஆர்கான், கிரிப்டான், ஸெனுன் ஆகியவை பரப்புக் கவர்ச் சிக்கு உட்பட்ட (மேலே கூறியுள்ள) தேங்காய்க் கரி (—100°C வெப்பநிலையிலுள்ளது), திரவக் காற்றில் குளிரச் செய்து மற் ருெரு கரியினுடன் சேர்க்கப்படுகிறது. முதல் கரியில் உறிஞ் சப்பட்ட ஆர்கான் அதிலிருந்து வெளியேறி இரண்டாவது கரியினுல் பரப்புக் கவர்ச்சிக்கு உட்படுகிறது. இதிலிருந்து ஆர்கான் வெளியேற்றப்படுகிறது. இப்போது முதல் கரி க்ரிப்டானையும், ஸெனுனையுமே கொண்டுள்ளது. இதன் வெப்பநிலை —90°Cஆக உயர்த்தப்படும்போது க்ரிப்டான் வெளிவருவதால், இது ஸெனுனிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படு கிறது.

இந்த மாற்றங்கள் கீழே படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளன :



முன்னர் மாஞேஸைட் போன்ற ஹீலியம் உள்ள கனிமங்களை 1200°Cக்கு வெப்பப்படுத்துவதன் மூலமாகவோ, அல்லது அவற்றை சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் கொண்டு சிதைத்துப் பின் வெப்பப்படுத்துவதன் மூலமாகவோ ஹீலியம் தயாரிக்கப் பட்டது.

இயற்கை வாயுவைக் குளிரவைத்து ஹைடிரோ கார்பன்கள், நைட்ரஜன், கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு, நீராவி ஆகியவற்றை பிரித்தெடுப்பதன் மூலமும் ஹீலியம் பெறப்படுகிறது.

மருத்துவத் துறைக்குத் தேவையான கதிரியக்க ரேடான், ரேடியம் குளோரைடு அமிலக் கரைசலிலிருந்து வரும் வாயுக் கலவையிலிருந்து பெறப்படுகிறது. ஹைடிரஜனும், ஆக்ஸிஜனும் நீராக மாற்றப்பட்டு பிரிக்கப்படுகின்றன. CO_2-ஐ KOH

கரைசல் மூலம் செலுத்துவதனுலும், P_2O_5 மூலம் நீரையும் பிரிக்கின்றனர். பின் ரேடான் திரவமாக்கப்பட்டு, நைட்ரஜன், ஹீலியம் ஆகியவற்றிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

இயற்பியப் பண்புகள்

இவ்வுயர் குடும்ப வாயுக்களின் வெப்ப எண்களின் விகிதம் (ratio of specific heats C_p/C_v) 1·667. எனவே, இவ்வாயுக்களின் மூலக்கூறுகள் ஒற்றை அணு கொண்டவை. மற்ற பல வாயுக்களுக்கு இவ்விகிதம் 1·667 என அமையாததிற்குக் காரணம் அவை பெரும்பாலும் இரட்டை அணு கொண்ட மூலக்கூறுகளாக இருப்பதேயாகும். இவற்றின் அணுப் பருமன்களும் கொதிநிலைகளும் (269°C He; 62°C Rn) ஹீலியத்திலிருந்து ரேடான் வரை அதிகரிக்கின்றன. ஆகையால் அணுப் பருமன் அதிகரிப்பதற்கேற்ப ஓர் அணுவை மற்ருென்று கவரும் விசைகளும் அதிகரிக்கிறது எனத் தெரிந்து கொள்ளலாம். இக் கவர்ச்சி மிகக் குறைந்தது. இதை வான்டர் வால்ஸ் கவர்ச்சி என்பர். ஹீலியம் அணு மிகச் சிறியதாதலால், அதன் அணுக்களுக்கு இடையேயுள்ள கவர்ச்சியும் மிகக் குறைவு. ஆகையால்தான் ஹீலிய வாயுவை நீர்ம நிலைக்குக் கொண்டுவருவது மிகச் சிரமமானது.

வேதியப் பண்புகள்

ஓர் அணு வேதிய வினைகளில் ஈடுபட அது (a) ஈடு செய்யப்படாத சுழற்சியை உடைய (unneutralised spin) எலெக்ட்ரானையோ எலெக்ட்ரான்களையோ பெற்றிருக்க வேண்டும். அப்போது அவை சகப் பிணைப்பில் ஈடுபட முடியும்; (b) அயனிச் சேர்மங்களை உண்டாக்க, அணுவிலுள்ள எலெக்ட்ரான்கள் எளிதில் வெளியேற வேண்டும்; அல்லது எளிதில் எலெக்ட்ரான்கள் ஏற்றுக் கொள்ளப்பட வேண்டும். அதாவது அதன் அயனியாக்க ஆற்றல்கள் குறைந்த மதிப்பைக் கொண்டதாக இருத்தல் வேண்டும். இவ்விரண்டும் மந்த வாயுக்களிடையே இல்லாத காரணத்தால், அவை வேதிய வினைகளில் ஈடுபடா எனக் கருதப்பட்டு வந்தது. இதன் காரணமாகவே இவ்வாயுக்கள் மந்த வாயுக்கள் என்றழைக்கப்பட்டன. ஆனுல், சில குறிப்பிட்ட சூழலில் மந்த வாயுக்கள், முக்கியமாக ஸெனுன் பல வேதிய வினைகளில் ஈடுபடுகின்றன என தற்போது அறியப்பட்டுள்ளது. மந்த வாயுக்களின் பல சேர்மங்கள் தயாரிக்கப்பட்டுள்ளன. இதன் காரணமாகவே மந்த வாயுக்களை தற்காலத்தில் உயர் குடும்பத்தைச் சார்ந்த வாயுக்கள் (noble gases) என அழைக்கின்றனர்.

அதிக அணு எடை எண்களைப் பெற்ற மந்த வாயுக்களே வேதிய வினைகளில் ஈடுபடுகின்றன. ஹீலியம் போன்ற வாயுக்கள் மிக அதிக அயனியாக்க ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளதால், அவை வேதிய வினைகளில் ஈடுபடுவதில்லை. மிக அதிக மின் அழுத்த மின்சாரத்தை ஹீலியத்தினுடே செலுத்தினால் (அதிக ஆற்றலைச் செலுத்துவதால்), ஹீலியம் அயனி (He^{++}) உண்டாகிறது என அறியப்பட்டுள்ளது. இவ்வயனி மிகக் குறைந்த அளவே நிலைப்புத் தன்மை பெற்றது. எனவே, இதைப் பிரித்தெடுத்து, பரிசோதனைகள் செய்ய இயலாது.

மந்த வாயுக்கள் நீரில் சுமாராகக் கரைகின்றன. கரைதிறன் 8-லிருந்து 40 மி.லி./லிட்டர் (20°C வெப்பநிலையில்) வரை மாறுபடுகிறது. குறைந்த அணு எடை எண்களைப் பெற்ற வாயுக்கள் குறைவாகவும், அதிக அணு எடை எண்களைப் பெற்ற வாயுக்கள் அதிகமாகவும் கரைகின்றன. கரைதிறனுக்கான காரணம் இருமுனையி—ஏவல் இருமுனையி விசைகள் (dipole-induced dipole forces) என அறியப்பட்டுள்ளது. அணு எடை எண் அதிகமாக அதிகமாக, இவ்விசைகளின் மதிப்பும் அதிகமாவதால், கரைதிறனும் அதிகமாகிறது.

ஹீலியம், நியான் தவிர மற்ற வாயுக்கள் படிக ஹைட்ரேட்டுகளைக் கொடுக்கின்றன. ஹைடிரஜன் பிணைப்பினால் கட்டப்பட்ட நீர் மூலக்கூறுகளாலான கூடுபோன்ற அமைப்பினிடையே மந்த வாயு அணுக்கள் அடைக்கப்படுவதால், இந்த ஹைட்ரேட்டுகள் உண்டாகின்றன.

தகுந்த வெப்பநிலையில், திரவ நிலையில் உள்ள காற்றில் ஹீலியம் தவிர மற்ற வாயுக்கள் கரியினால் உறிஞ்சப்படுகின்றன. இப்பண்பைப் பயன்படுத்தி ஹீலியம் மற்ற மந்த வாயுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கும் முறையை முன்னர் கண்டோம். பரப்புக் கவர்ச்சி செய்யும் திண்மப் பொருள்களைக் (adsorbents) கொண்டும், வாயு பரப்புக் கவர்ச்சிப் (gas chromatography) பகுப்பு மூலமாகவும் இவ் வாயுக்கள் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன. எல்லா வாயுக்களைக் காட்டிலும் ஹீலியத்தை நீர்மமாக்குவது மிகச் சிரமமானது.

மந்த வாயுக்களின் சேர்மங்கள்

ஃபுளூரைடுகள் (Fluorides)

1. ஸெனன், ஃபுளூரின் கலவையின்மேல் புற ஊதாக் கதிர்களைச் செலுத்துவதாலோ, γ-கதிர்களைச் செலுத்துவதாலோ ஸெனன் டைஃபுளூரைடு (XeF_2) கிடைக்கிறது.

2. ஸெனன்–ஃபுளூரின் வாயுக் கலவையை நிக்கல் குடுவையில் 400°Cக்கு வெப்பப்படுத்தி, பின் வேகமாக நீரினால் குளிரச் செய்வதால், ஸெனன் டெட்ராஃபுளூரைடு (XeF_4) கிடைக்கிறது. இங்கு 1 பங்கு ஸெனனும், 5 பங்கு ஃபுளூரினும் (கன அளவில்) எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது.

3. ஸெனனை அதிகப்படியான அளவு ஃபுளூரினுடன் 300°Cக்கு வெப்பப்படுத்துவதால், ஸெனன் ஹெக்சாஃபுளூரைடு (XeF_6) கிடைக்கிறது.

அறையின் வெப்பநிலையில் ஸெனன் ஃபுளூரைடுகள், வெண்ணிற படிகங்களாக உள்ளன. மற்ற ஃபுளூரைடுகளை விட, ஹெக்சாஃபுளூரைடு எளிதில் ஆவியாகிறது. 25°C வெப்பநிலையில் இதன் ஆவி அழுத்தம் 30 mm. இந்த ஃபுளூரைடு 45°C-ல் உருகும். இதன் ஆவி வெளிர் மஞ்சள் நிறமுடையது. மற்ற ஃபுளூரைடுகளும் எளிதில் ஆவியாகின்றன.

எல்லா ஃபுளூரைடுகளும் திரவ ஹைடிரஜன் ஃபுளூரைடில் கரைகின்றன. ஹெக்சாஃபுளூரைடு மட்டும் நீரில் கரைந்து, அயனியாகிறது.

$$HF + XeF_6 \longrightarrow XeF_5^+ + HF_2^-$$

ஸெனன் ஃபுளூரைடுகள் நீராற் பகுக்கப்படுகின்றன.

$$XeF_4 + 6H_2O \longrightarrow H_6XeO_6 + 4HF + H_2 \uparrow$$

$$XeF_6 + 6H_2O \longrightarrow H_6XeO_6 + 6HF$$

ஸெனன் டெட்ராஃபுளூரைடு, பிளாடினத்தை, பிளாட்டினம் டெட்ராஃபுளூரைடாக மாற்றுகிறது. எல்லா ஃபுளூரைடுகளுமே சிறந்த ஃபுளூரினேற்றியாகச் செயல்படுகின்றன. இவ் வினைகளில் ஸெனன் ஃபுளூரைடுகள், ஸெனனாக ஒடுக்கப்படுவதாலும், ஸெனன் மற்ற சேர்மங்களுடன் எளிதில் வினை புரியாதிருப்பதினாலும், சில தனிமங்களின் தூய ஃபுளூரைடுகளைத் தயாரிக்க இச் சேர்மங்கள் பயன்படுகின்றன.

டெட்ராஃபுளூரைடு நீரற்ற சிலிக்கா கொள் கலங்களில் சேமித்து வைக்கப்படுகிறது. ஆனால் ஹெக்சாஃபுளூரைடு

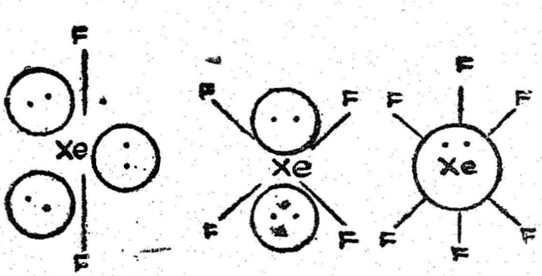
சிலிக்காவுடன் வினைப்படுவதால், இச் சேர்மத்தைச் சிலிக்கா கொள்கலங்களில் வைக்கக் கூடாது.

$$2XeF_6 + SiO_2 \longrightarrow SiF_4 + 2XeOF_4$$

ரேடான் மற்ற மந்த வாயுக்களைவிட அதிகம் நிலைப்புத் தன்மை பெற்ற ஃபுளூரைடுகளைக் கொடுக்க வேண்டும். ரேடான் ஃபுளூரைடு உண்டாவது சோதனைகள் மூலம் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. ஆனால் இச் சேர்மம் கொள்கலத்தி லுள்ள உலோகங்களால் உறிஞ்சப்படுவதால், இச் சேர் மத்தைப்பற்றி அதிகம் அறிந்து கொள்ள இயலவில்லை.

திரவ நைட்ரஜன் வெப்பநிலையில், க்ரிப்டான்-ஃபுளூரின் வாயுக் கலவையினூடே மின்னழுத்தத்தைச் செலுத்தி க்ரிப்டான் டெட்ராஃபுளூரைடு தயாரிக்கப்பட்டுள்ளது. அதன் நிலைப்புத் தன்மை மிகவும் குறைவாயுள்ளது.

ஃபுளூரைடுகளின் அமைப்பு : X-கதிர் விளிம்பு வளைவுச் சோதனைகள், XeF_2 மூலக்கூறில் உள்ள அணுக்கள் நேர் கோட்டிலிருப்பதைக் காட்டுகின்றன. XeF_4 மூலக்கூறு சதுரத் தள (square planar) அமைப்பைக் கொண்டுள்ளதாக அறியப் படுகிறது. இம் மூலக்கூறின் தளத்திற்கு மேலே ஒரு இணையா ஜோடி எலெக்ட்ரான்களும், தளத்திற்குக் கீழே மற்றொரு ஜோடி இணையா எலெக்ட்ரான்களும் உள்ளதாக நிரூபிக்கப் பட்டுள்ளது. இவற்றின் அமைப்புகள் கீழே கொடுக்கப்பட் டுள்ளன.



க்ரிப்டான் டைஃபுளூரைடுகளும், ஸெனான் டைஃபுளூ ரைட்போல் நேர் கோட்டமைப்பைப் பெற்றுள்ளது. இதன்

டெட்ராஃபுளூரைடும், ஸெனன் டெட்ராஃபுளூரைடின் அமைப்பைப் பெற்றிருக்கக்கூடும் என அறியப்படுகிறது.

ஆக்ஸிஃபுளூரைடு : ஸெனனின் ஆக்ஸிஃபுளூரைடு, ஸெனன் ஹெக்சாஃபுளூரைடைக் கணக்கிடப்பட்ட அளவு நீருடன் வினைப்படுத்துவதால் கிடைக்கிறது.

$$XeF_6 + H_2O \longrightarrow XeOF_4 + 2HF$$

இச் சேர்மம் எளிதில் ஆவியாகும் திரவமாகும். இது நிறமற்றது.

ஆக்ஸைடுகள்

ஸெனனுக்கும் ஆக்ஸிஜனுக்கும் இடையே நேரடியாக வினை நடப்பதில்லை. ஆனால் ஸெனன் டிரையாக்ஸைடு XeO_3, ஸெனன் ஃபுளூரைடிலிருந்து பெறப்படுகிறது. ஸெனன் டெட்ராஃபுளூரைடு நீராற் பகுக்கப்படும்போது இச் சேர்மம் உண்டாகிறது.

$$6XeF_4 + 12H_2O \longrightarrow 4Xe + 2XeO_3 + 3O_2 + 24HF$$

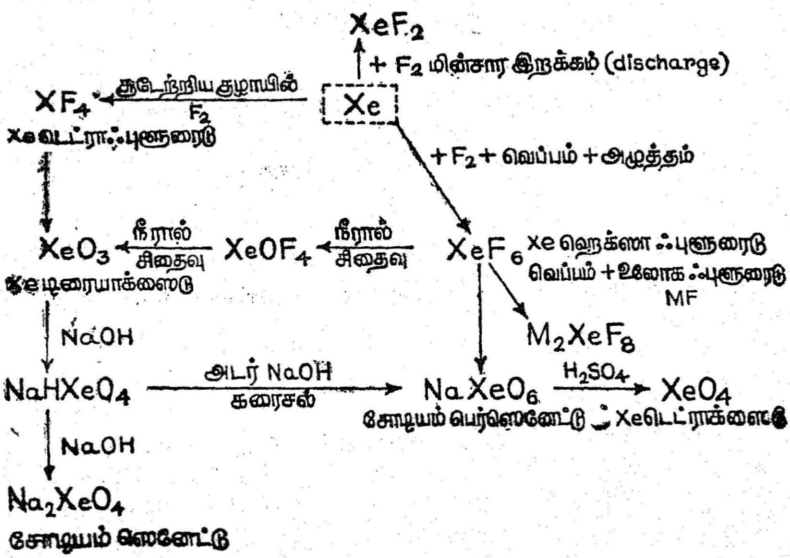
Xe—O பிணைப்பின் நீளம், Xe—F பிணைப்பின் நீளத்தை விடக் குறைவாக உள்ளதால், முன்னதில் இரட்டைப் பிணைப்புக் கலப்பு இருக்க வேண்டும் என கருதப்படுகிறது.

XeF_6 மெதுவாக நீருடன் வினைக் குட்படுத்தப்பட்டால் XeO_3 உண்டாவதாக அறியப்பட்டுள்ளது.

$$XeF_6 + 3H_2O \longrightarrow XeO_3 + 6\,HF$$

ஸெனன் ஆக்ஸைடு நிலைப்புத் தன்மையற்ற வெடிக்கும் பண்பைப் பெற்ற சேர்மம். இது எளிதில் ஆவியாவதில்லை. வெப்பப்படுத்தும்போது அதிக ஓசையுடன் வெடித்துச் சிதைவடைகிறது.

ஸெனனும் ஃபுளூரினும் இணைந்து பல சக பிணைப்புள்ள எளிதில் ஆவியாகும் ஃபுளூரைடுகளைக் கொடுக்கின்றன. ஒரு கிரிப்டான் ஃபுளூரைடு தயாரிக்கப்பட்டுள்ளது. ஸெனன் ஃபுளூரைடுகளிலிருந்து [Xe—O] பிணைப்புள்ள சேர்மங்கள் பெறப்பட்டுள்ளன. இதுவரை அறியப்பட்டுள்ள ஸெனன் வேதியியல் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.



மேல் காணும் பட்டியலில் இருந்து ஸெனன் 2, 4, 6, 8 என்ற இரட்டைப்படை ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்களைப் பெற்றுள்ளது என அறியலாம். உயர்ந்த ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணிக்கை பெற்ற ஸெனன் சேர்மங்கள் மிக வலுவுள்ள ஆக்ஸிஜனேற்றிகள்—சான்றாக பெர்ஸெனேட்டு அயனி (Mn^{+2}) உப்பை பெர்மாங்கனேட்டாக (MnO_4^{-1}) ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்யும். எல்லா வகை ஸெனன் ஃபுளூரைடுகளும் நீராற் சிதைவுற்று இறுதியாக ஸெனன் வாயுவையும் HF–ஐயும் தருகின்றன. ஸெனன் ஃபுளூரைடு திண்ம நிலையில் உள்ளது. ஸெனன் டிரையாக்ஸைடு வெடிக்கும் தன்மையுள்ள வெண்ணிறத் திண்மம். ஸெனன் டெட்ராக்ஸைடு வாயுநிலையில் இருக்கிறது.

ஸெனன் அணுவில் 54 எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. அயோடினில் 53 எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. எனவே, அயோடைடு அயனியில் 54 எலெக்ட்ரான்கள் இருக்கின்றன. ஆகையால் Xe அணுவும் I^- அயனியும் ஒத்த எண்ணிக்கை உள்ள எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றிருப்பதால் (isoelectronic), ஸெனன் சேர்மங்களும் ஹாலஜன் இடைச் சேர்மங்களும் ஒத்த அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன. மேலும் மந்த வாயுக்களை

ஏழாவது தொகுதியில் ஹாலஜன்களுடன் வைப்பது பொருத்த முடையது; ஒன்றும் தொகுதிக்கு முன் தனிம அட்ட வணையில் வைப்பது அவ்வளவு ஏற்றது அல்ல என்பதை அறியவும்.

மந்த வாயுச் சேர்மங்களில் பிணைப்பு (Bonding in inert gas compounds) : மந்த வாயுச் சேர்மங்களின் பிணைப்புகள் மற்ற வேதியச் சேர்மங்களில் உள்ளதைப் போலவே உள்ளன என கண்டறிப்பட்டுள்ளது. குறிப்பாக, உப்பீனி இடைச் சேர்மங்களில் (inter halogen compounds) உள்ள சகப் பிணைப்பே, மந்த வாயுச் சேர்மங்களிலும் உள்ளது. சான்றாக XeF_4–ன் அமைப்பு, ClF_4^-, BrF_4^- ICl_4^- ஆகிய அயனி களின் அமைப்பை ஒத்துள்ளது. இது போலவே XeF_2–ன் அமைப்பு ICl_2^-–ன் அமைப்பைப்போல் உள்ளது. இது போலவே XeF_6–ன் அமைப்பு, IF_6^- அயனியுடையதைப் போல் இருக்க வேண்டும் எனக் கருதப்படுகிறது.

மந்த வாயுக்களின் பயன்கள் : (1) எளிதில் எரியா மலிருப்பதால், ஹீலியம் ஹைடிரஜனுக்கு பதிலாக பலூன்களில் நிரப்பப்படுகிறது. வீரிய உலோகங்கள் தயாரிக்கும்போதும், உலோகங்களை உருக்கும்போதும் மந்த சூழ்நிலையை உண் டாக்க (inert atmosphere) ஹீலியம் பயன்படுகிறது. (2) விழாக் காலங்களில் பொருத்தப்படும் ஒளிமிக்க விளக்குகளின் மின் னிறக்கக் குழாய்களில் நியான் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. நியான் நிரப்பப்பட்ட மின் பல்புகள் பல வழிகளில் பயன்படு கின்றன. (3) ஆர்கானும், மின்சார பல்புகளில் நிரப்பப்படு கிறது. மந்த சூழ்நிலையைக் கொடுக்கவும், வாயுப் பரப்புக் கவர்ச்சி (gas chromatography) முறையிலும் இவ்வாயு பயன் படுகிறது. (4) க்ரிப்டான், பல்புகளிலும், காஸ்மிக் கதிர்களை அளக்கும் கருவிகளிலும் பயன்படுகிறது. (5) நியூட்ரான், காமா கதிர்கள் ஆகியவற்றைக் கண்டறியும் சாதனங்களில் ஸெனன் உபயோகப்படுகிறது. (6) கதிரியக்கத் தன்மையைப் பெற்றிருப்பதால், ரேடான் புற்று நோயை குணப்படுத்த மருத் துவத் துறையில் முன்பு பயன்படுத்தப்பட்டது. (7) மேலும் பல தனிமங்களுடைய தாதுக்களின் ஆயுள் காலத்தைக் கண்டு பிடிப்பதற்கு ஹீலியமும் மற்ற மந்த வாயுக்களும் பயன்படு கின்றன.

தனிம வரிசை அட்டவணையில் மந்த வாயுக்களின் இடம்: மென்டலீஃப் தனிமங்களை வகைப்படுத்தும்போது, மந்த வாயுக்கள் கண்டு பிடிக்கப்படவில்லை. ஏழாம் தொகுதியின் அதிக எதிர்மின் தன்மை பெற்ற தனிமங்களுக்கும், ஒன்றும் தொகுதியின் அதிக நேர்மின் தன்மை பெற்ற தனிமங்களுக்கு மிடையே, இணைதிறன் 0-ஐப் பெற்ற தனிமங்கள் இருக்க வேண்டும் என தாம்சன் பல ஆண்டுகளுக்கு முன்னமேயே கருதினர். பின் மந்த வாயுக்கள் கண்டு பிடிக்கப்பட்டன. இவை எட்டாம் தொகுதிக்கு அடுத்தாற்போல் பூஜ்ஜியத் தொகுதியில் வைக்கப்பட்டுள்ளன. 0-என்பது இத் தனிமங்களின் இணைதிறனையும், வேதியப் பண்புகளில் ஈடுபடாதிருக்கும் தன்மையையும் குறிக்கிறது. எனவே, இந்த மந்த வாயுக்கள் நேர்மின் தனிமங்களுக்கும் எதிர்மின் தனிமங்களுக்குமிடையே ஒரு பாலமாக அமைகின்றன.

தனிம அட்டவணையில் ஒவ்வொரு வரிசையும் (period) மந்த வாயுவுடன் முடிவடைகிறது. மேலும் மந்த வாயுவின் முன்னுள்ள தனிமமும், பின்னுள்ள தனிமமும் எலெக்ட்ரான்களைக் கொடுத்தும், வாங்கியும் மந்த வாயு அமைப்பை அவற்றின் சேர்மங்களில் பெற்றிருக்கும். இத்தகைய தனிமங்கள் வினைபட்டு அயனிச் சேர்மங்களைக் கொடுக்கும். இம் முடிவுகளின் அடிப்படையிலேயே, லூயி என்பவர், தனிமங்கள் வினைப்படுவது அதன் அணுக்கள் மந்த வாயு அமைப்பைப் பெற முயற்சிப்பதனுலேயே எனக் குறிப்பிட்டார்.

வினுக்கள்

1. மந்த வாயுக்கள் எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன? அதன் முக்கிய பயன்களை வரைக.

2. மந்த வாயுக்களைப் பற்றி ஒரு கட்டுரை வரைக.

3. தனிம வரிசை அட்டவணையில் மந்த வாயுக்களின் இடம் பற்றி குறிப்பு எழுதுக.

4. காரணம் காட்டி விளக்குக: (i) கதிரியக்க தனிமங்களுடன் ஹீலியம் காணப்படுகிறது. (ii) மந்த வாயுக்கள் அதிக அயனியாக்க ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளன. (iii) மந்தவாயுக்களை மிகக் குறைந்த வெப்பநிலைகளிலேயே நீர்மமாக்க

முடியும். (iv) ஹீலியத்தைவிட ஸெனுன் எளிதில் சேர்மங்களைத் தருகிறது. (v) மந்த வாயுக்களின் அணுக்கட்டு எண் ஒன்ருக உள்ளது.

5. குறிப்பு வரைக: (i) காற்றிலிருந்து மந்த வாயுக்களை பிரித்தெடுத்தல். (ii) நீர்ம ஹீலியமும் அவற்றின் இரு வடிவங்களும். (iii) மந்த வாயுக்களின் பயன்கள்.

6. மந்த வாயுக்கள் எவ்வாறு கண்டுபிடிக்கப்பட்டன? இத்தொகுதியில் இவ்வாயுக்களின் இயற்பியப் பண்புகள் எங்ஙனம் மாறுபடுகின்றன என்பதைக் குறிப்பிடுக.

10. ஹைடிரைடுகள்
(Hydrides)

ஹைடிரஜன் உள்ள இரு தனிமச் சேர்மங்களை ஹைடிரைடுகள் என்கிறோம். எனினும் பெரும்பாலும் இப்பெயர், ஹைடிரஜனைக் காட்டிலும் குறைந்த எதிர்மின் தன்மை பெற்ற தனிமங்களுடன் (சான்றாக, உலோகங்கள்) இணைந்து கொடுக்கும் சேர்மங்களுக்கே பொருந்தும்.

ஹைடிரஜனுடன் இணையும் தனிமத்தைப் பொருத்து, ஹைடிரைடுகளை மூன்று வகைகளாகப் பிரிக்கலாம். அவை யாவன :

1. மின் பிணைப்பு ஹைடிரைடுகள் அல்லது உப்பை ஒத்த ஹைடிரைடுகள் அல்லது சலைன் ஹைடிரைடுகள் (electrovalent or salt-like or saline hydrides). இந்த ஹைடிரைடுகள் ஹைட்ரைடு அயனியைப் (H^-) பெற்றிருக்கும்.

2. சக பிணைப்பு ஹைடிரைடுகள். இங்கு ஹைடிரஜன் சக பிணைப்பினால் (covalent hydrides) இணைக்கப்பட்டிருக்கும். சக பிணைப்பு ஹைட்ரைடுகளில் இன்னும் பலப் பல வகை உள.

3. இடைநிலை உலோக ஹைடிரைடுகள் (transitional metal hydrides).

மின் பிணைப்பு ஹைடிரைடுகளுக்கும், சக பிணைப்பு ஹைடிரைடுகளுக்குமிடையே உள்ள வேறுபாடுகளைத் துல்லியமாக நிர்ணயிக்க இயலும். ஆனால், இடைநிலை உலோக ஹைடிரைடுக்கும், சக பிணைப்பு ஹைடிரைடுக்கும் இடையே அல்லது மின் பிணைப்பு ஹைடிரைடுக்கும், இடைநிலை உலோக ஹைடிரைடுக்கும் இடையே உள்ள வேறுபாடுகளைத் துல்லியமாக வரையறுத்து பிரிக்க முடியாது.

(1) மின் பிணைப்பு ஹைடிரைடுகள்

ஹைடிரஜனுக்கு, ஹைடிரைடு அயனியாக மாற (H^-) இருக்கும் இயல்பு, ஹாலஜன்களைவிடக் குறைவாக உள்ளது. கீழ்க்காணும் முடிவுகள் இவ்வுண்மையைத் தெளிவுப்படுத்து கின்றன.

$$\frac{1}{2}H_2\,(g) + e \longrightarrow H^-\,(g);\ \triangle H = +36\ \text{K. cal. }(_g)\ \text{mole}$$

$$\frac{1}{2}Br_2\,(g) + e \longrightarrow Br^-\,(g);\ \triangle H = -55\ \text{K. cal. }(_g)\ \text{mole}$$

எனவே, மிகவும் அதிக நேர்மின் தன்மை பெற்ற தனிமங் களே (அதாவது கார, காரமண் உலோகங்கள்), ஹைடிரஜனை ஹைடிரைடு அயனியாக மாற்றுகின்றன. ஹைடிரஜன், எலெக்ட்ரானைப் பெற்று ஹைடிரைடு அயனியாக மாறுவதா லும், உலோகம் எலெக்ட்ரானைக் கொடுத்து நேர்மின் அயனி யாக (X^+) மாறுவதாலும், அயனிச் சேர்மம் உண்டாகிறது.

தயாரிக்கும் முறைகள்: பெரிலியம், மக்னீசியம் ஆகிய இரண்டு உலோகங்களைத் தவிர, மற்ற கார, காரமண் உலோ கங்கள் ஹைடிரஜனுடன், மின் பிணைப்பு ஹைடிரைடுகளைத் தருகின்றன.

1. எடுத்துக்கொள்ளப்படும் உலோகத்தைப் பொறுத்து 150°C முதல் 600°C வெப்பநிலை வரை, உலோகமும், ஹைடிர ஜனும் இணைந்து, உலோக ஹைடிரைடுகளைக் கொடுக்கின்றன. சான்றாக, கால்சியம் ஹைடிரஜனுடன் 200°C வெப்பநிலையில் எளிதில் வினைபட்டு, கால்சியம் ஹைடிரைடைக் கொடுக் கிறது. ஆனால் லித்தியம், அதன் ஹைடிரைடைக் கொடுக்க, ஹைடிரஜனுடன் 600°C வெப்பநிலைக்கு உயர்த்தப்பட வேண்டும்.

இவ் வினைகளில் ஒரு திண்மம் (உலோகம்), மற்றொரு திண்மமாக மாறுவதால் (உலோக ஹைடிரைடாக), உலோக மும் ஹைடிரஜனும் நெருக்கமாக அமைய வேண்டும்.

2. உருகிய சோடியத்தின் மேல் ஹைடிரஜனைச் செலுத்து வதால், சோடியம் ஹைடிரைடு (NaH) உண்டாகிறது.

பண்புகள்: 1. கார, காரமண் உலோக ஹைடிரைடுகள் உருகிய நிலையில் மின்சாரத்தைக் கடத்துகின்றன, மின்சாரத்

தைச் செலுத்தும்போது ஹைடிரஜன் நேர்மின் வாயில் (anode) வெளிப்படுகிறது. இம் முடிவுகள், மேற்கண்ட ஹைடிரைடுகள் அயனிப் பிணைப்புச் சேர்மங்கள் என்றும், இவ்வகைச் சேர்மங்களில் ஹைடிரஜன் ஹைடிரைடு அயனியாக (H^-) உள்ளது என்றும் நிரூபிக்கின்றன.

$$LiH \rightleftharpoons Li^+ + H^-$$

எதிர்மின் வாயில் :

$$Li^+ + e^- \longrightarrow Li$$

நேர்மின் வாயில் :

$$H^- - e^- \longrightarrow H^\circ$$

$$2H^\circ \longrightarrow H_2 \uparrow$$

2. திண்ம நிலையில் இந்த ஹைடிரைடுகள் சோடியம் குளோரைடு போன்ற (அயனிச் சேர்மம்) அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன என்பதை X-கதிர் சோதனை முடிவுகள் காட்டுகின்றன.

3. இச்சேர்மங்களின் கூடு அமைப்பு ஆற்றல் (lattice energy) அளவுகள் மிக அதிக நேர்மின் தன்மை பெற்ற தனிமங்களே இச்சேர்மங்களைக் கொடுக்க இயலும் என்பதைக் காட்டுகின்றன. ஏனெனில் அதிக நேர்மின் தனிமங்களுக்குத்தான் எலெக்ட்ரானை வெளிவிடக் குறைந்த ஆற்றல் தேவைப்படுகிறது.

4. சகலன் அல்லது மின் பிணைப்பு ஹைடிரைடுகளின் ஆக்கல் வெப்பம் (heat of formation) ($\simeq$ 18 கி. க./மோல்), உலோக ஹாலைடுகளின் ஆக்க வெப்பத்தைவிட ($\simeq$100 கி.க./மோல்) மிகக் குறைவாக உள்ளது. ஆகவே, சகலன் ஹைடிரைடுகள், உலோக ஹாலைடுகளைவிட நிலைப்புத் தன்மை மிகவும் குறைவாகப் பெற்றிருக்கும்.

5. இந்த ஹைடிரைடுகளை வெப்பப்படுத்தும்போது, அவை உலோகங்களாகவும், ஹைடிரஜனாகவும சிதைவடைகின்றன. ஹைடிரைடுகளின் வெப்பத்தைத் தாங்கும் தன்மை (thermal stability), உலோகங்களின் அணு எடை எண் அதிகரிக்கும்போது குறைகிறது. கீழே குறிப்பிட்ட வரிசையில், நிலைப்புத் தன்மை குறைகிறது.

$$LiH > NaH > KH > RbH > CsH$$

6. ஹைடிரைடுகள் நீருடனும், H^+ அயனியைக் கொடுக்கும் சேர்மங்களுடனும் வினைபட்டு, ஹைடிரஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$NaH + H_2O \longrightarrow NaOH + H_2 \uparrow$$

$$NaH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2 \uparrow$$

அல்லது $$NaH + H^+ \longrightarrow Na^+ + H_2$$

லித்தியம் ஹைடிரைடும், காரமண் உலோக ஹைடிரைடுகளும் நீருடன் வீரியத்துடன் வினைப்படுகின்றன.

இதன் காரணமாக இந்த ஹைடிரைடுகள் (குறிப்பாக லித்தியம் ஹைடிரைடும், கால்சியம் ஹைடிரைடும்) வேதிய வினைகளில் சிறந்த ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கியாக (reducing agents) செயல்படுகின்றன. எனினும், இந்த ஹைடிரைடுகள் நீருடனுடன் வினைப்படுவதால் (பல வினைகள் நீர் ஊடகத்திலேயே நிகழ்த்தப்படுகின்றன), இவைகளை ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கிகளாக அதிக அளவு உபயோகப்படுத்துவதில்லை.

7. சில ஹைடிரைடுகள் காற்றில் வீரியத்துடன் எரிகின்றன.

$$NaH + CO_2 \longrightarrow HCOONa$$

8. சல்ஃபேட்டுகளை ஹைடிரைடுகள் சல்ஃபைடுகளாக ஒடுக்குகின்றன.

$$SO_4^{--} + 8H^- \xrightarrow{-8e^-} S^{--} + 4H_2O$$

லித்தியம் அலுமினியம் ஹைடிரைடு ($LiAlH_4$), சோடியம் போரோ ஹைடிரைடு ($NaBH_4$) போன்ற சேர்மங்களைப்பற்றி, இந்த அத்தியாயத்தின் கடைசியில் அணைவு ஹைடிரைடுகளின் (complex hydrides) கீழ் தனியே விரிவாகக் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

(2) சக பிணைப்பு ஹைடிரைடுகள் (Covalent hydrides)

நான்கு, ஐந்து, ஆறு, எழாம் தொகுதிகளைச் சார்ந்த மாதிரித் தனிமங்களும் (representative elements) Si, O, N, Cb

மூன்றும் தொகுதியைச் சார்ந்த போரானும், எளிதில் ஆவியாகும் சக பிணைப்பு ஹைடிரைடுகளைக் கொடுக்கின்றன. இந்த ஹைடிரைடுகளின் வாய்பாடை MH_{8-n} என எழுதலாம். இங்கு M–என்பது அலோகத்தின் அணுவையும், n–என்பது அவ் வுலோகத்தின் தொகுதி எண்ணையும் குறிக்கும். இவ் வுலோக அணுக்கள் ஹைடிரஜனுடன் சக பிணைப்பில் இணைந்து, மந்த வாயு எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறுகின்றன.

போரானின் ஹைடிரைடு இருபடி மூலக்கூறாகவும் (B_2H_6), அலுமினியத்தின் ஹைடிரைடு பலபடி மூலக்கூறாகவும் $(AlH_3)_x$ உள்ளன. இருபடி அல்லது பலபடி (dimer or polymer) மூலக்கூறுகளில் அலோக அணுக்கள் நேரடியாகப் பிணைப்பில் ஈடுபடுகின்றன.

தயாரிக்கும் முறைகள் : 1. ஆக்ஸிஜன், ஹாலஜன், ஹைடிரஜன் ஆகிய தனிமங்கள் ஹைடிரஜனுடன் நேரடியாக வினையில் ஈடுபட்டு, ஹைடிரைடுகளைத் தருகின்றன.

2. சில சேர்மங்களை ஹைடிரஜனுலோ, ஹைடிரஜனைக் கொடுக்கும் வினைப் பொருள்களினுலோ, ஒடுக்கும்போது ஹைடிரைடுகள் கிடைக்கின்றன.

3. உலோக போரைடு, கார்பைடு, சிலிசைடு, நைட்ரைடு ஆகியவற்றை நீராற் பகுத்தாலோ, அமிலத்துடன் வினைக்குட்படுத்தினுலோ அலோகங்களின் சக பிணைப்பு ஹைடிரைடுகள் கிடைக்கின்றன.

4. சேர்மக் கரைசல்களை மின் ஒடுக்கத்திற்கு (electrolytic reduction) உட்படுத்துவதாலும், சக பிணைப்பு ஹைடிரைடுகள் உண்டாகின்றன.

5. லித்தியம் அலுமினியம் ஹைடிரைடு கொண்டு சிலிக்கான், ஜெர்மானியம், டின் ஆகியவற்றின் ஹாலைடுகளை ஒடுக்கி இவற்றின் சக பிணைப்பு ஹைடிரைடுகளைத் தயாரிக்கலாம்.

பண்புகள் : சக பிணைப்பு ஹைடிரைடுகளின் பண்புகள் H—X (X-என்பது அலோகம்) பிணைப்பு துருவம் சார்ந்த இயல்பை (polar nature) உடையது.

பொதுவாக ஒரு தொகுதியில் தனிமங்களின் அணு எண் அதிகரிக்கும்போது, அதன் ஹைடிரைடுகளின் கொதிநிலையிலும் சீராக ஏற்றம் காணப்படுகிறது. ஆனால் இக்கருத்து ஐந்து, ஆறு, ஏழாம் தொகுதியிலுள்ள முதல் தனிமங்களின் ஹைடிரைடுகளுக்கு (NH_3, H_2O HF) பொருந்துவதில்லை. சான்றாக, H_2O-ன் கொதிநிலை 100°C ஆகவும், H_2S-அறை வெப்ப நிலையில் வாயுவாகவும் உள்ளது. இதன் காரணம் நீரில் பல மூலக்கூறுகள் ஹைடிரஜன் பிணைப்பினால் (hydrogen bond) இணைக்கப் பட்டிருப்பதேயாகும். இந்த ஹைடிரஜன் பிணைப்பில் ஈடுபடுவது, அதிக எதிர்மின் தன்மை பெற்ற தனிமங்களின் (F, O, N) ஹைடிரைடுகளேயாகும்.

H—X பிணைப்பின் வலுவும் (strength of the bond), ஹைடிரைடுகளின் வெப்பத்தைத் தாங்கும் தன்மையும், தனிமத்தின் (X-ன்) எதிர்மின் தன்மையைப் பொறுத்துள்ளது. ஒரு தனிம வரிசை அட்டவணையில், இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும் போது, தனிமங்களின் ஹைடிரைடுகளுக்கு நிலைப்புத் தன்மை சீராக அதிகரித்துக்கொண்டே செல்கிறது. ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும்போது, ஹைடிரைடுகளின் நிலைப்புத் தன்மை குறைகிறது. இரண்டு ஒரே எதிர்மின் தன்மை பெற்ற தனிமங்களின் ஹைடிரைடுகளில், குறைந்த அளவு பருமனுள்ள தனிமத்தின் ஹைடிரைடு மற்றதைவிட நிலைப்புத் தன்மை அதிகமாகப் பெற்றிருக்கும். சான்றாக கார்பன், சல்ஃபர் (இரண்டிற்கும் எதிர்மின் தன்மை அளவு = 2·5 பாலிங் அளவீட்டு (Pauling's scale) முறையில்) இவற்றின் ஹைடிரைடுகளில், CH_4-ஆனது H_2S-ஐ விட நிலையானது. இதுபோலவே PH_3-சேர்மம் TeH_2-ஐ விட அதிகம் நிலைப்புத் தன்மை பெற்றது. (P, Te இவற்றின் எதிர்மின் தன்மை அளவு = 2·1.)

நூற்றுக்கணக்கான கார்பன் அணுக்கள் ஒன்றோடொன்று பிணைப்பில் ஈடுபடும் பண்பைப் பெற்றுள்ளதால் (catenation), கார்பன் எண்ணற்ற ஹைடிரைடுகளைக் கொடுக்கிறது. சிலிக்கானும் பல ஹைடிரைடுகளைக் கொடுக்கிறது.

(3) உலோக ஹைடிரைடுகள் (Metallic hydrides)

உலோக ஹைடிரைடுகளில் காப்பர் ஹைடிரைடு மட்டுமே (CuH), முழு எண் அணுக்களை உடைய மூலக்கூறு வாய்

பாடைப் (stoichiometric composition) பெற்றுள்ளதாகத் தெரிகிறது.

பல உலோகங்களின் மேற்பரப்பில் ஹைடிரஜன் ஈர்க்கப்பட்டு உறிஞ்சப்படுவது, பல ஆண்டுகளுக்கு முன்பே அறியப்பட்ட உண்மையாகும். ஹைடிரஜன் வெளிப்படும் மின்பகுப்பு வினைகளில், உலோகங்களாலான எதிர்மின்முனை (cathode) அதிக அளவு ஹைடிரஜனை உறிஞ்சிக் கொள்கின்றன என்பதுடறியப்பட்ட உண்மையாகும். பெல்லேடியம் உலோகம் அதன் பருமனைப்போல், 1000 மடங்கு கன அளவு ஹைடிரஜனை உறிஞ்சும். அயர்ன் தன் பருமனைப்போல் 1000 மடங்கு ஹைடிரஜனை உறிஞ்சும். இவ்வாறு ஹைடிரஜனை உறிஞ்சும் பண்பைப் பெற்ற உலோகங்கள் பல ஹைடிரஜனேற்ற வினைகளில் வினைவேக மாற்றிகளாகச் (catalysts) செயல்படுகின்றன. சான்றாக, ஹேபர் வினையில் அயர்னும், அங்கக வேதியியலில் ஹைடிரஜனேற்ற வினைகளில் (குறிப்பாக, செயற்கை நெய் அல்லது வனஸ்பதி தயாரிக்கும் வினையில்) நிக்கலும் வினைவேகமாற்றிகளாகச் செயல்படுகின்றன.

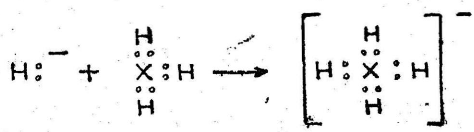
உலோக அணுக்களுக்கு இடையே உள்ள இடங்களை ஹைடிரஜன் அணுக்கள் நிரப்புவதனால், உலோக ஹைடிரைடுகள் உண்டாவதாக அறியப்படுகிறது. இந்த காரணத்தினாலேயே உலோக ஹைடிரைடுகளை இடைச் செருகல் ஹைடிரைடுகள் (interstitial hydrides) என்றும் கூறுவர். மேலும் இந்த ஹைடிரைடுகள் முழு எண் எண்ணிக்கையுள்ள அணுக்களாலான மூலக்கூறு வாய்பாடைப் பெற்றிருப்பதில்லை. (non-stoichiometric compounds). சான்றாக, சிர்க்கோனியம் ஹைடிரேடு $ZrH_{1.92}$; டான்டாலம் ஹைடிரைடு, $TaH_{0.76}$ இத்தகைய வாய்பாடுகளைப் பெற்றுள்ளன. இந்த இடைநிலைச் சேர்மங்களில் ஹைடிரஜனுக்கும், உலோகத்திற்குமிடையே வலுமிக்க கவர்ச்சி இருக்க முடியாது. வெப்பநிலை அதிகமாகும்போது, பொதுவாக, ஹைடிரஜன் இச்சேர்மங்களிலிருந்து வெளிப்படுகிறது.

உலோக ஹைடிரைடுகள் பெரும்பாலும் உலோகத்தின் பண்புகளையே பெற்றுள்ளன. எனவே, எல்லா உலோக ஹைடிரைடுகளின் பண்புகளையும் ஒப்பிட்டுக் கூற இயலாது.

உலோகக் கூடு அமைப்பிற்குள் உறிஞ்சப்படும் ஹைடிரஜன் அணு நிலையில் இருப்பதாகத் தோன்றுகிறது. எனவே,

உறிஞ்சப்பட்ட ஹைடிரஜன் ஆற்றல் மிக்கதாகவும், வேதிய வினைகளில் எளிதில் ஈடுபடக் கூடியதாகவும் உள்ளது.

அணைவு ஹைடிரைடுகள் (Complex hydrides): போரான், அலுமினியம், கேலியம் (Ga) ஆகிய தனிமங்கள் சில முக்கியமான அணைவு ஹைடிரைடுகளைக் கொடுக்கின்றன. சமீப காலத்தில் தயாரிக்கப்பட்டுள்ள இந்த ஹைடிரைடுகள் பல வினைகளில் பெரிதும் பயன்படுகின்றன. இந்த ஹைடிரைடுகள், XH_3-யுடன் ஒரு ஹைடிரைடு அயனி இணைவதால் ஏற்படுவதாகக் கொள்ளலாம்.



இங்கு X = B, Al அல்லது Ga.

X என்னும் அணு எவ்வளவுக் கெவ்வளவு எலெக்ட்ரான் இணை வாங்கியாகச் (electron pair acceptor) செயல்படுகிறதோ, அவ்வளவுக் கவ்வளவு XH_4^- அயனியும் நிலைப்புத் தன்மை பெற்றதாக இருக்கும். எனவேதான் BH_4^- அயனி AlH_4^- அயனியைவிட அதிக நிலைப்புத் தன்மை பெற்றதாக உள்ளது.

மேலே கூறிய இவ்விரண்டு அயனிகளைப் பெற்ற இரு சேர்மங்களின் தயாரிக்கும் முறைகளையும், பண்புகளையும், பயன்களையும் கீழே பார்ப்போம்.

1. லித்தியம்–அலுமினியம் ஹைடிரைடு ($LiAlH_4$)— தயாரிக்கும் முறைகள் : 1. ஈத்தரில் கரைக்கப்பட்ட அலுமினியம் ஹைடிரைடுடன், லித்தியம் ஹைடிரைடு வினைபட்டு, லித்தியம்–அலுமினியம் ஹைடிரைடைக் கொடுக்கிறது.

$$4LiH + AlCl_3 \longrightarrow 3LiCl + LiAlH_4$$

2. சில குறிப்பிட்ட சூழலில் லித்தியம், அலுமினியம், ஹைடிரஜன் ஆகிய தனிமங்கள் நேரடியாக வினைபட்டு இச்சேர்மத்தைக் கொடுக்கின்றன.

$$Li + Al + 2H_2 \xrightarrow[\text{ஃப்யூரான்}]{\text{டெட்ரா ஹைட்ரோ}} LiAlH_4$$

கரைப்பானில்

பண்புகள்: 1. நீருடன் வினைபட்டு, லித்தியம் அலுமினியம் ஹைடிரைடு ஹைடிரஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$LiAlH_4 + 4H_2O \longrightarrow LiOH + Al(OH)_3 + 4H_2$$

(2) இச்சேர்மம் ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கி. மற்ற கரணிகள் மூலம் பெற இயலாத அல்லது பெறுவது கடினமாக உள்ள தனிமங்களின் ஹைடிரைடுகளைத் தயாரிக்க இச்சேர்மம் பெரிதும் பயன்படுகிறது.

$$LiAlH_4 + SiCl_4 \longrightarrow SiH_4 + LiCl + AlCl_3$$

$$LiAlH_4 + SnCl_4 \longrightarrow SnH_4 + LiCl + AlCl_3$$

$$3LiAlH_4 + 4BCl_3 \longrightarrow 2B_2H_6 + 3LiCl + 3AlCl_3$$

டைபோரேன்

$$LiAlH_4 + (CH_3)_2Zn \longrightarrow LiAl(CH_3)_2.H_2 + ZnH_2$$

லித்தியம் அலுமினியம் ஹைடிரைடு ஒரு எளிதில் ஆவியுருத, வெண்ணிற (தூய நிலையில்) படிக வடிவுடைய திண்மமாகும். இது 120°C வெப்பநிலைவரை நிலையானது.

பயன்கள்: $LiAlH_4$ ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கியாகப் பயன்படுகிறது. மேலே கண்டவாறு உலோக ஹைடிரைடுகளைத் தயாரிக்க இச்சேர்மம் பயன்படுத்தப்படுகிறது. அங்கக வேதியியலில், அமிலங்களை (—COOH), ஆல்கஹாலாக ($—CH_2OH$) ஒடுக்கவும், ஆல்கஹால், கீட்டோன், போன்ற சேர்மங்களைத் தயாரிக்கவும் பெரிதும் உபயோகப்படுகிறது. இச்சேர்மம் நீருடன் வீரியமாகச் செயல்படுவதால், ஒடுக்க வினைகளை ஈத்தர் கரைப்பானிலேயே நிகழ்த்த வேண்டும். டைஈத்தைல் ஈத்தரில் இச்சேர்மம் கரைகிறது.

சோடியம் போரோஹைடிரைடு ($NaBH_4$)—தயாரிக்கும் முறை: 250°C வெப்பநிலையில் சோடியம் ஹைடிரைடு, டிரைமீத்தைல் போரேட்டுடன் வினைபட்டு, சோடியம் போரோ ஹைடிரைடு என்னும் சேர்மத்தைக் கொடுக்கிறது.

$$4NaH + B(OCH_3)_3 \xrightarrow{250°C} NaBH_4 + 3NaOCH_3$$

சோடியம் போரோஹைடிரைடு நீரில் கரைந்து, மிகக் குறைந்த அளவே சிதைவடைகிறது. சிறிது சிதைந்ததும், இதன் நீர்க் கரைசல் காரத் தன்மை பெறுவதால், மேலும் சிதை வடைவது தடுக்கப்படுகிறது. இதன் காரணமாகவே, சோடியம் போரோ ஹைடிரைடு லித்தியம் அலுமினியம் ஹைடிரைடை விட அதிகமாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இருப்பினும் இச் சேர்மம், $LiAlH_4$–ஐ விடக் குறைந்த வீரியமுள்ள ஆக்ஸிஜன் குறைப்பானே யாகும்.

அமிலக் கரைசலில் $NaBH_4$ எளிதில் சிதைவடைந்து ஹைடிரஜனைக் கொடுக்கிறது. இச்சேர்மம் ஆர்சினேட், ஆன்டிமொனேட் ஆகியவற்றை அத்தனிமங்களின் ஹைடிரைடு களாக ஒடுக்குகிறது.

$$3BH_4^- + 4H_3AsO_3 + 3H^+ \longrightarrow 3H_3BO_3 + 4AsH_3 + 3H_2O$$

வினாக்கள்

1. ஹைடிரைடுகள் எவ்வாறு வகைப் படுத்தப்பட்டுள்ளன?

2. ஹைடிரஜன் நேர்மின் தனிமமாகவும், எதிர்மின் தனிம மாகவும் எவ்வாறு செயல்படுகிறது என்பதை விளக்குக.

3. அயனிப் பிணைப்பு அல்லது உப்பு போன்ற ஹைடிரைடுகள் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகின்றன? அவற்றின் பொதுப் பண்புகள் யாவை?

4. சக பிணைப்பு ஹைடிரைடுகள் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படு கின்றன? எந்தெந்த தனிமங்கள் இவ்வகை ஹைடிரைடுகளைத் தருகின்றன? இந்த ஹைடிரைடுகளின் முக்கிய பண்புகளை எழுதுக.

5. ஒரு ஹைடிரமிலத்தின் வீரியம் எக்காரணங்களால் பாதிக்கப்படுகிறது? ஃபுளூரினைவிட அயோடினின் எதிர்மின் தன்மை குறைவாக இருப்பினும், ஹைடிரோஃபுளூரிக் அமிலத்தைவிட ஹைடிரோ அயோடிக் அமிலம் வீரியம் மிக்க தாக இருக்கிறது.—விளக்குக.

6. உலோக ஹைடிரைடுகள் எங்ஙனம் தயாரிக்கப் படுகின்றன ?

7. லித்தியம் அலுமினியம் ஹைடிரைடு எவ்வாறு தயாரிக் படுகிறது? அதன் முக்கிய பண்புகளையும், பயன்களையும் விளக்குக.

8. சோடியம் போரோஹைடிரைடு எவ்வாறு தயாரிக்கப் படுகிறது? இதன் ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்க வினைகளை விவரி. இதன் முக்கிய பயன்கள் யாவை?

11. உலோகவியல்

(Metallurgy)

மனித வரலாற்றிலே உலோக காலம் என்றே ஒரு காலம் உண்டு. மனிதர்கள் உலோகங்களைக் கண்டறிந்து பயன் படுத்தியது நாகரிக ஏணியின் ஒரு படியென்று கூறலாம். இன்று உலோகங்கள் இல்லையேல் உலகே இல்லை என்னும் அளவுக்கு உலோகங்கள் இன்றியமையாச் சிறப்புடையன வாகி விட்டன.

பல்வேறு உலோகங்களையும் அவற்றின் தாதுக்களில் இருந்து பிரித்தெடுத்தலும், தூய்மைப்படுத்தலும், வாழ்க்கைத் தேவைகளுக்கேற்பப் பயனுள்ளதாக்கலும் 'உலோகவியல்' எனப்படும்.

உலோகங்கள் இயற்கையில் பெரும்பாலும் சேர்ம நிலையில் காணப்படுகின்றன. ஆயினும் காப்பர், சில்வர், பிளாட்டினம், கோல்டு, மெர்க்குரி போன்ற உலோகங்கள் தனிம நிலையி லேயே உள்ளன. இயற்கை நிலையில் கிடைக்கும் உலோகங் களின் சேர்மங்களைக் 'கனிமங்கள்' என்பர். ஒரு கனிமத்தில் குறிப்பிட்ட ஓர் உலோகம் போதுமான அளவிலும், எளிதில் பிரித்தெடுக்கப்படக் கூடியதாகவும், அவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப் படுவது பொருளாதார நோக்கில் பயனுள்ளதாகவும் இருக்கு மானல் அக்கனிமம் அத் தனிமத்தின் 'தாது' என்று அழைக் கப்படும்.

தாதுக்கள் பின் வரும் நான்கு பிரிவுகளாகப் பிரிக்கப்படு கின்றன.

(a) உலோகத்தைத் தனிம நிலையில் பெற்றுள்ள தாதுக்கள்: எடுத்துக்காட்டுகள் : கோல்டு படிகைகள்; பிளாட்டினம் படிகைகள்,

(b) சல்ஃபர், ஆர்சனிக் இவற்ருல் ஏற்றமடைந்த தாதுக்கள்: இவை சல்ஃபைடுகளையும், ஆர்சினைடுகளையும் கொண்டிருக்கும். எடுத்துக்காட்டுகள்: கலீஞ (லெட் சல்ஃபைடு), காப்பர் பைரட்டுகள் (காப்பர், அயர்ன் இவற்றின் சல்ஃபைடு); குப்ஃபர் நிக்கல் (நிக்கல் ஆர்சினைடு); சின்னபார் (மெர்க்குரி சல்ஃபைடு); சிங்க் பிளண்ட் (சிங்க் சல்ஃபைடு).

(c) ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்த தாதுக்கள்: (i) அயர்ன், காப்பர், சிங்க், ஆன்டிமனி, நிக்கல், சில்வர், மெர்க்குரி, பிஸ்மத், காட்மியம் இவற்றின் ஆக்ஸைடுகளும், நீரேறிய ஆக்ஸைடுகளும், (ii) அயர்ன், காப்பர், சிங்க், லெட், மாங்கனீஸ் போன்றவற்றின் கார்பனேட்டுகள், (iii) காப்பர், சிங்க், நிக்கல் போன்றவற்றின் சிலிகேட்டுகள், (iv) லெட் பைரோமார்ஃபைட் $[3Pb_3(Po_4)_2.PbCl_2]$ போன்ற பாஸ்ஃபேட்டுகள்.

(d) ஹாலைடு தாதுக்கள்: உலோக குளோரைடுகளும், ஆக்ஸிகுளோரைடுகளும், ஃப்ளூரைடுகளும் இப்பிரிவினுள் அடங்குகின்றன. எடுத்துக்காட்டுகள்: கார்னலைட்டு $(KCl.MgCl_2.6H_2O)$; ராக் ஸால்ட் $(NaCl)$; ஹார்ன் சில்வர். $(AgCl)$; ஃப்ளூவோஸ்பார் (CaF_2); கிரையோலைட்டு $(AlF_3.3NaF)$.

தாதுக்கள் கிடைக்கும் இடங்கள்: தாதுக்கள் (a) பாறைகளின் நடுவே படுகை (layer or bed) ஆகவும், (b) ஆங்காங்கு பரவலாகத் திட்டுகளாகவும் (pockets), (c) பாறை இடுக்குகளிடையே கையில் உள்ள ரேகைகள் வீன்களாகவும் (vein) காணப்படுகின்றன.

தாதுக்களின் தனிப் பண்புகள்

தாதுக்கள் அட்டவணையை நோக்கிளுல் பெரும்பாலான தாதுக்கள் (1) ஆக்ஸைடுகளாகவும், (2) சல்ஃபைடுகளாகவும், (3) சல்ஃபேட்டுகளாகவும், (4) கார்பனேட்டுகளாகவும், (5) சிலிகேட்டுகளாகவும் இருப்பதைக் காணலாம். வளிமண்டலத்தில் வீரியமிக்க பகுதிப் பொருள்களாக ஆக்ஸிஜன், கார்பன் இவை இருப்பதும், சல்ஃபரும், சிலிக்கனும் பூமியில் பேரளவில் காணப்படுவதுமே இதற்குக் காரணம். இங்கு இயற்கையன்னையே பேரறிவு படைத்த விஞ்ஞானி போன்று கீழ்க்கண்ட தாதுக்களைப் படைத்திருக்கிருள்.

நாம் நம்முடைய ஆய்வுக் கூடங்களில் தயாரிக்கும் சாதாரண சேர்மங்களினின்றும், அணைவுச் சேர்மங்களினின்றும்

இந்தியாவின் கனிம வளம்

உலோகம்	கனிமங்கள்	கிடைக்கு மிடங்கள்
I தொகுதி		
சோடியம்	கடலுப்பு, பாறை உப்பு	கடல் நீர், பஞ்சாப் உப்பு மலைகள், ராஜஸ்தான்
பொட்டாசியம்	வெடியுப்பு (KNO_3)	பீஹார், உத்தரப் பிரதேசம்
காப்பர்	சால்கோபைரைட்டீஸ் ($CuFeS_2$)	பீஹார், ஒரிஸ்ஸா, மத்தியப் பிரதேசம்
	மாலசைட்டு: $Cu(OH)_2$, $CuCO_3$	சிங்பம், ஹஸாரிபாக், ஜபல்பூர், சிக்கிம்
சில்வர்	தனிம நிலையில், தங்கத்துடனும், Pb—Zn உலோகங்களுடனும்	மைசூர், கோலார் தங்கச் சுரங்கம்
கோல்டு	தனிம நிலையில் வெள்ளியுடன்	கோலார் தங்கச் சுரங்கம்
II தொகுதி		
கால்சியம்	சுண்ணும்புக் கல் ($CaCO_3$)	பீஹாரில் உள்ள சதாரா மாவட்டம், ராஜஸ்தான், மத்தியப் பிரதேசம்
	ஜிப்ஸம் ($CaSO_4.2H_2O$)	ராஜஸ்தான், திருச்சி மாவட்டம், இமாசலப் பிரதேசம்
பேரியம்	பரயிட்டீஸ் ($BaSO_4$)	கர்நூல் மாவட்டம், ஆந்திரப் பிரதேசம், ராஜஸ்தான், ஆல்வார் மாவட்டம்
மக்னீசியம்	மாக்னசைட்டு ($MgCO_3$)	சேலம், பீஹார், ராஜஸ்தான், உத்திரப் பிரதேசம்
சிங்க்	ஸ்பாலரைட்டு (ZnS)	ஜோட்பூர், பாட்வின்
III தொகுதி		
அலுமினியம்	பாக்ஸைட்டு ($Al_2O_3.2H_2O$)	சேலம், பெல்காம், ஒரிஸ்ஸா, பாலக்காடு

உலோகம்	கனிமங்கள்	கிடைக்கு மிடங்கள்
அபூர்வமண் உலோகங்கள்	மோனசைட்டு (Mcnazite)	
IV தொகுதி		
டின்	காஸிடிரைட்டு (SnO_2)	பீஹாரில் உள்ள ஹஸாரிபாக், ஒரிஸ்ஸா, ராஜஸ்தான்
லெட்	கலீனு (PbS), ஸெருசைட்டு ($PbCO_3$)	பாட்வின், ஜெய்ப்பூர், சிட்ரல்
தோரியம்	மோனசைட்டு	கேரளா
V தொகுதி		
ஆன்டிமனி	தனிம நிலையிலும் சல்ஃபைடு கனிமங்களும்	அம்ஹர்ஸ்ட் மாவட்டம்
பிஸ்மத்	தனிம நிலையும், சல்ஃபைடு கனிமங்களும்	அம்ஹர்ஸ்ட், டவர்ய
VI தொகுதி		
குரோமியம்	குரோமைட்டு ($FeO. Cr_2O_3$)	மைசூர், ஒரிஸ்ஸா, சிங்பம், ஆந்திரா
டங்ஸ்டன்	ஷீலைட்டு ($CaWO_4$) ஊல் பிரமைட்டு $(Fe, Mn)WO_4$	ராஜஸ்தான், பீஹார் மேற்கு வங்காளம்
VII தொகுதி		
மாங்கனீஸ்	பைரோலுசைட்டு (MnO_2)	மத்தியப் பிரதேசம், தமிழகம், மைசூர், மகாராஷ்டிரம், ஒரிஸ்ஸா
VIII தொகுதி		
இரும்பு	ஹேமடைட்டு (Fe_2O_3)	பீகார், ஒரிஸ்ஸா, மத்தியப் பிரதேசம், சேலம் மாவட்டம், மைசூர்
நிக்கல்	காப்பர் கனிமங்களுடன்	கேரளா

வேறுபட்ட மிகச் சிக்கலான அணுவுச் சேர்மங்களை நாம் தாதுக்களாகக் காணலாம். பல்வேறு உலோகங்களின் பல்வேறு உப்புக்கள் அதிக அழுத்தத்திலும், மாறுபட்ட வெப்பநிலைகளிலும் பூமிக்கடியில் இருப்பதால் நம் கற்பனைக்கும் அப்பாற்பட்ட பல அணுவுச் சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன.

இயற்கையன்னையால் ஆக்கப்பட்ட இத்தாதுக்கள் மிக மிகத் தொன்மையானவை என்பது வெளிப்படை. நாம் தயாரிக்கும் வேதியப் பொருள்களுக்கில்லாத சில இயல்புகள் முதிர்ச்சியின் விளைவால் தாதுக்களுக்கு உள்ளன. சான்றாக, இயற்கையில் கிடைக்கும் ஃபெர்ரிக் ஆக்ஸைடு அமிலத்தில் எளிதில் கரையாது; ஆனால் ஆய்வுச் சாலையில் புதிதாகத் தயாரித்த ஃபெர்ரிக் ஆக்ஸைடு எளிதில் கரையும். மாக்னடைட், ஹேமடைட், லிமோனைட் ஆகியன அயர்ன் ஆக்ஸைடுகளே ஆயினும் அவை ஆய்வுச் சாலை அயர்ன் ஆக்ஸைடுகளினின்றும் பெரிதும் மாறுபட்ட பண்புகளுடையன.

உலோகவியலின் பொதுவான தத்துவங்கள்

உலோகத்தைப் பிரித்தெடுக்கும் முறையானது எடுத்துக் கொண்ட தாதுவின் தன்மையையும், இறுதியில் பெறவிருக்கும் உலோகத்தின் தன்மையையும் பொறுத்தது. இப்பகுதியில் உலோகங்களைப் பிரித்தெடுக்கும் முறைகள் சிலவற்றைப் பொதுவாகவும், ஒப்பு நோக்கோடும் (comparative view) காண்போம்.

தாது ஓர் ஆக்ஸைடாக இருந்தால்: சிங்கைட் (சிங்கின் தாது), கேஸிடிரைட்டு (டின்), அக்ரே–(ochre-பிஸ்மத்), குரோமியம், மாங்கனீஸ், அயர்ன் இவற்றின் ஆக்ஸைடுகள் ஆக்ஸைடாக உள்ள தாதுக்களுக்கு எடுத்துக்காட்டுகளாகும்.

(a) ஓர் ஆக்ஸைடு கரியுடன் (charcoal) சேர்த்து வெப்பப் படுத்தப்படுகையில், அது ஒடுக்கப்பட்டு உலோகம் விடுவிக்கப்படுகிறது (liberated).

$$ZnO + C \longrightarrow Zn + CO$$
$$SnO_2 + 2C \longrightarrow Sn + 2CO$$
$$MnO_2 + 2C \longrightarrow Mn + 2CO$$
$$Fe_2O_3 + 3C \longrightarrow 2Fe + 3CO$$

(b) சில சமயங்களில் ஒரு வெப்பம் தாங்கவல்ல உலோக (refractory metal) ஆக்ஸைடு அலுமினியத்தால் ஒடுக்கப்பட்டு உலோகம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$Cr_2O_3 + 2Al \longrightarrow 2Cr + Al_2O_3$$

$$3Mn_3O_4 + 8Al \longrightarrow 9Mn + 4Al_2O_3$$

தாது ஒரு சல்ஃபைடாக இருந்தால் : தாது ஒரு சல்ஃபைடாக அல்லது சல்ஃபர், ஆர்சனிக் கலந்ததாக இருந்தால் அது காற்றில் நன்கு வறுக்கப்படுகிறது. அப்போது காற்றில் உள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் இணைந்து அதன் ஆக்ஸைடை உண்டாக்கும்; சல்ஃபர்-டை-ஆக்ஸைடு வெளியேறிவிடும். பிறகு ஆக்ஸைடு நிலையில் உள்ள தாது கார்பனாலோ, அலுமினியத்தாலோ ஒடுக்கப்பட்டு உலோகம் தயாரிக்கப்படும்.

(a) சிங்க் பிளண்டை (ZnS) வெப்பப்படுத்தினால் சிங்க் ஆக்ஸைடு உண்டாகும்.

$$2ZnS + 3O_2 \longrightarrow 2ZnO + 2SO_2$$

பிறகு ZnO கார்பனால் ஒடுக்கப் பெறும்.

$$ZnO + C \longrightarrow Zn + CO$$

(b) இவ்வாறே பிஸ்மத்தனைட்டிலிருந்து (Bi_2S_3) பிஸ்மத்தைப் பெறலாம்.

$$2Bi_2S_3 + 9O_2 \longrightarrow 2Bi_2O_3 + 6SO_2$$

$$Bi_2O_3 + 3C \longrightarrow 2Bi + 3CO$$

(c) ஆன்டிமனி அதன் தாதுவாகிய ஸ்டிபனைட்டை (Sb_2S_3) காற்றில் வறுத்துப் பின் ஒடுக்கிப் பெறப்படும். மற்றொரு முறையில், ஸ்டிபனைட்டை அயர்னுடன் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தும்போது உலோகம் கிடைக்கிறது.

$$Sb_2S_3 + 3Fe \longrightarrow 2Sb + 3FeS$$

(d) சின்னபார் (HgS) தாதுவை காற்றில் வறுக்கையில் மெர்க்குரி நேரடியாகக் கிடைத்துவிடுகிறது.

$$HgS + O_2 \longrightarrow Hg + SO_2$$

இவ் வெப்பநிலையில் மெர்க்குரி உலோகம் எளிதில் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைவதில்லை. எனவேதான் உலோகம் நேரடியாகவே கிடைக்கிறது.

இம்முறை 'காற்று ஒடுக்க முறை' என்று அழைக்கப்படும்.

தாது ஒரு ஹாலைடாக இருந்தால்: கார உலோகங்களாகிய Li, Na, K, Rb, Cs ஆகியனவும், காரமண் உலோகங்களாகிய Ca, Ba, Sr ஆகியனவும், மக்னீசியமும் அவற்றின் உருகிய குளோரைடுகளை மின்னாற் பகுப்பதன் மூலம் தயாரிக்கப்படுகின்றன. இவ்வுலோகங்களின் உப்புக்கள் நிலையானவையாதலால், இது காறும் கண்ட சில முறைகளைப் பயன்படுத்தி இவ்வுலோகங்களைப் பிரித்தெடுக்க இயலாது.

பொதுவாக மின்பகுப்பிற்கு ஓர் இரும்புக் கலன் எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது; இரும்பு எதிர்மின் முனையாகவும் (cathode), நிக்கல் நேர்மின் முனையாகவும் (anode) எடுத்துக் கொள்ளப்படுகின்றன. மின்பகு பொருளுடன் சேர்க்கப்படும் சிறிதளவு பொட்டாசியம் குளோரைடு மின்பகுப்பு சீரிய முறையில் நிகழத் துணை புரிகிறது. மின்பகுப்பின் விளைவுகள் வருமாறு:

உருகிய நிலையில் உள்ள மின்னாற் பகுக்கப்படும் பொருள்	பெறப்பட்ட உலோகம்
$NaCl + KCl + KF$	Na
$KCl + CaCl_2$ (கார்பன் மின்முனைகள்)	K
$KCl + LiCl$	Li
$LiCl$ கரைசல் (பைரிடினில்)	Li
$CaCl_2 + CaF_2$ (600°C-ல்)	Ca
$BaCl_2 + KCl$	Ba
$SrCl_2 + KCl$	Sr
கார்னலைட்டு, $KCl.MgCl_2.6H_2O + CaF_2$ (700°C)	Mg

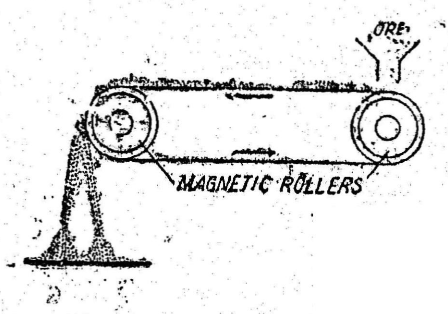
நாம் கண்ட இத்தகைய மின்பகுப்பு முறை தற்போது அதிகம் புழக்கத்தில் இருந்து வருகிறது. தக்க மின்முனைகளைத் தேர்ந்தெடுத்தலும், உருகுதல் வெப்பத்தைக் கட்டுப்படுத்தலும் இம்முறை வெற்றிகரமாக அமைய மிகவும் வேண்டற்பாலன.

தாதுக்களைத் தூய்மைப்படுத்தி அடர்ப்பித்தல் (Ore dressing and concentration) : இயற்கையில் கிடைக்கும் தாதுக்களுடன் கல், மண், பாறைபோன்ற மாசுகள் (gangue) கலந்திருக்கும். இம்மாசுகளைப் பெருவாரியாக நீக்கித் தாதுக்களைத் தூய்மைப் படுத்தும் முறைக்கு அடர்ப்பித்தல் என்று பெயர்.

(a) கையால் பொறுக்குதல் (**Hand-picking**) : தாதுக்களை நொறுக்கிப் பொடியாக்கிக் கொண்டு மாசுகளைக் கையால் பொறுக்கி எடுத்தல்.

(**b**) கழுவுதல் (**Washing**) : தாதுக்களை நன்கு பொடியாக்கி அவற்றை நீரில் கொட்டிக் கழுவும்போது அடர்த்தி வேறுபாடுகளுக்கொப்ப தூய தாதுக்கள் தனியாகவும், மாசுகள் தனியாகவும் கீழே படிகின்றன. தங்கம், டின்ஸ்டோன் போன்றவை இம்முறையில்தான் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன.

(**c**) காந்த முறை : இரும்பு, டின்ஸ்டோன் போன்ற பொருள்கள் காந்தத்தால் கவரப்படுவதால் இவற்றை வேண்



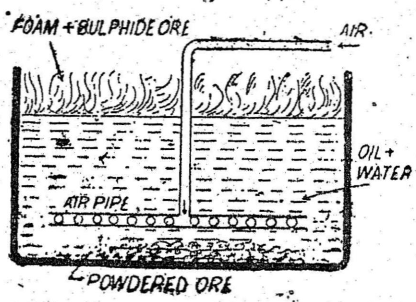
படம் 22

டாத மாசுகளிலிருந்து பிரித்துவிடலாம். இம்முறையில் பயன்படும் கருவி மேலே படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளது.

இக் கருவியில் சுழலும் இரு காந்த உருளைகளையும் பித்தளை அல்லது தோலால் ஆகிய பெல்ட் (belt) இணைக்கிறது. நன்கு பொடியாக்கப்பட்ட தாது பெல்டின்மேல் நகர்ந்து வந்து மறு முனையை அடையும்போது காந்தத் தன்மையுள்ள தாதுக்கள் காந்த உருளைகளை நோக்கிக் கவரப்படும்; மாசுகள் ஒரு புறம் தனியாகக் கொட்டப்படும். சான்றாக, குரோமைட்டு கனிமத்தைச் சிலிகா கலந்த மாசுகளிலிருந்தும், ரூடைல் (TiO_2)-ஐ அபடைட்டிலிருந்தும் [$3Ca(Po_4)_2$, CaX_2], ஊல்பிரமைட்டை ($FeWO_4$) காஸிடிரைட்டிலிருந்தும் (SnO_2) இக்காந்த முறையில் பிரித்தெடுக்கலாம்.

(d) நிலை மின்முறையில் அடர்ப்பித்தல் (Electrostatic concentration): லெட் சல்ஃபைடு நல்ல மின் கடத்தி; ஆனால் ஸிங்க் சல்ஃபைடு நல்ல மின் கடத்தியன்று. ஆகையால் இவ்விரு உலோக சல்ஃபைடுகளையும் தனித்தனியே பிரித்தெடுக்க இவற்றை நிலை மின்புலத்திற்கு (electrostatic field) உட்படுத்துகிறார்கள். அப்போது இரு தாதுக்களும் எளிதில் பிரிக்கப்படுகின்றன.

(e) நுரை மிதப்பு முறை (Froth floatation): இம்முறையில் நன்கு மாவுபோன்று பொடியாக்கப்பட்ட தாது நீரினுள் கொட்டப்படுகிறது. அந்த நீரில் பைன் எண்ணெய்,



படம் 23

கிரிசைலிக் அமிலம் போன்றவை சிறிதளவிலும், சோடியம் கார்பனேட் சிறிதளவிலும் சேர்க்கப்பட்டிருக்கின்றன. ஒரு குழாய் வழியே நீரினுள் வெகு விசையுடன் காற்று செலுத்தப்படுகிறது. இதனால் நீர் பெருமளவில் கலக்கமுற்று, அதனுடன்

சேர்க்கப்பட்டிருக்கும் எண்ணெய்களின் விளைவாக அதிக நுரை உண்டாகிறது. ஒரு வாளி நீரில் சிறிது சோப்புத் தூளைக் (surf) கொட்டி நன்கு நீரைக் கலக்கினால் நுரை உண்டாவது போன்றதே இதுவும். இவ்வாறு உருவான நுரை புறப்பரப்பு இழுவிசை (surface tension) காரணமாக உலோகப் பொலிவுள்ள தாதுக்களுடன் ஒட்டிக்கொண்டு, அத் தாதுக்களோடு நீரின் மேல் மட்டத்துக்கு எழும்புகின்றது. கல், மண் போன்ற பொருள்கள் அடியில் தங்கி விடுகின்றன. காப்பர், சிங்க், லெட் இவற்றின் சல்ஃபைடுகள் இத்தகைய நுரை மிதப்பு முறையால் அவற்றின் மாசுகளிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன.

நீற்றுதல் (Calcination), வறுத்தல், (Roasting): நீற்றுதல், வறுத்தல் என்பன தாதுக்களைக் காற்றுப்படும்படியான நிலையில் சூடுபடுத்துதலே ஆகும். ஆயினும் நீற்றுதலும், வறுத்தலும் ஒன்றாகா.

நீற்றுதல் நிகழ்ச்சியில் வெப்பப்படுத்தப்பட்ட தாதுவிலிருந்து அதன் பகுதிப் பொருள்களுள் ஒன்றோ, இரண்டோ வெளியேறும். எடுத்துக்காட்டாக கால்சியம் கார்பனேட்டை வெப்பப்படுத்தும்போது கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு வெளிவிடப்படுகிறது. இந்நிகழ்ச்சி நீற்றுதல் ஆகும். பாக்ஸைட் தாதுவை உயர்ந்த வெப்பநிலையில் நீற்றும்போது நீர் நீக்கப்படுகிறது; நீரற்ற அலுமினா (Al_2O_3) மிஞ்சுகிறது.

ஆனால், வறுத்தல் நிகழ்ச்சியில் ஒரு சில வேதிய வினைகளும் பங்கு பெறுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக சல்ஃபர், ஆர்சனிக், ஆன்டிமனி இவற்றுடன் சேர்ந்துள்ள சில்வர் தாதுக்கள், சாதாரண உப்புடன் (common salt, NaCl) சூடுபடுத்தப்படும்போது அவை சில்வர் குளோரைடாக மாற்றமடைகின்றன. சில்வர் குளோரைடிலிருந்து பின் சில்வர் பிரித்தெடுக்கப்படும். சிங்க் சல்ஃபைடைச் சூடுபடுத்தி சிங்க் சல்ஃபேட்டைப் பெறுதலும் இதற்குச் சிறந்த எடுத்துக்காட்டாகும். வறுத்தல் பின்வருமாறு நால்வகைப்படும்:

(a) ஆக்ஸிஜனேற்ற வறுத்தல்: இதில் சல்ஃபர், ஆர்சனிக், ஆன்டிமனி இவற்றைக் கொண்டுள்ள தாதுக்கள் ஆக்ஸைடுகளாக மாற்றப்படுகின்றன. காப்பர் பைரட்ஸ், சிங்க் பிளண்ட் இவற்றை உருக்குவதில் இம்முறை பயன்படுத்தப் படுகிறது.

(b) பிளாஸ்ட் (ஊதி) வறுத்தல் (Blast roasting): இவ்வகையில் தாதுக்களின் வழியே அதிக விசையுடன் காற்று

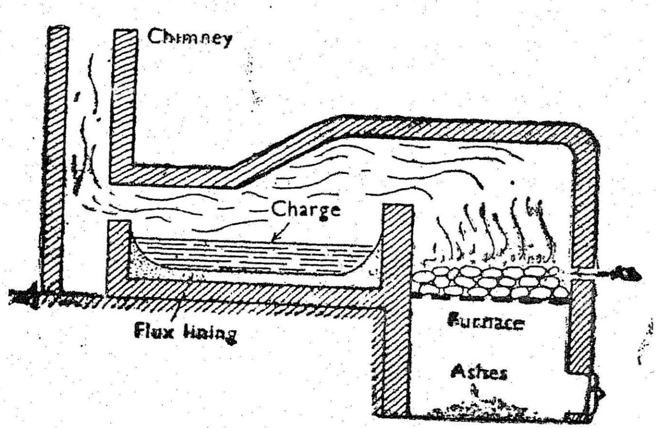
செலுத்தப்படுகிறது ; தாதுவில் உள்ள கந்தகம் வெளியேற்றப்பட்டு தாது ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது. கலீனு, காப்பர் பைரட்டுத் தாதுக்களை ஆக்ஸைடுகளாக்குவதில் இம்முறை ஓரளவு பயன்படுகிறது.

(c) குளோரைடுகளாக வறுத்தல்: இவ்வகையில் தாது சாதாரண உப்புடன் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தப்பட்டு குளோரைடாக மாற்றப்படுகிறது. சில்வரைக் கொண்டுள்ள தாது இம்முறையில் சில்வர் குளோரைடாக மாற்றமுறும்.

(d) சல்ஃபேட்டுகளாக வறுத்தல்: இத்தகைய வறுத்தலின் போது தாதுக்கள் அரைகுறையாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக சிங்க் சல்ஃபைடு வறுக்கப்படும் போது அது ஆக்ஸைடாக மாருமல் கரையக்கூடிய சல்ஃபேட்டாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

தாதுக்கள் பொதுவாக அனல் எதிர் உலையில் (reverberatory furnace) எடுத்துக்கொள்ளப்பட்டு வெப்பப்படுத்தப்படுகின்றன.

படத்தில் காட்டியபடி இவ்வுலையில் அடுப்பு (hearth) அகன்றது. இதில் தாதுக்களை வைத்துச் சூடான காற்றும்



படம் 24

சுடரும் தாதுக்களின்மேல் படும்படி சூடேற்றுகிருர்கள். சுடர் உலையின் மேல் பகுதியில் மோதி கீழ் நோக்கித் தாதுவின்மேல்

படும்படி அமைந்திருப்பதால் இவ்வுலேக்கு இப் பெயர் பொருந்தும். இவ்வுலேயின் உட்பகுதிகள் வெப்பம் தாங்கவல்ல மணல், கற்களால் கவசமிடப்பட்டிருக்கும்.

உருக்கிப் பிரித்தல் (Smelting): உருகிய நிலேயில் உலோகங்களேப் பிரித்தெடுக்கும் முறை உருக்கிப் பிரித்தல் எனப்படும். வறுத்தெடுக்கப்பட்ட தாதுவுடன் கார்பன், நிலக்கரி, கல்கரி (coke) போன்ற ஏதாவது ஓர் ஒடுக்கியைக் கலந்து உலேகளில் சூடேற்றிஞல் பின்வரும் விஃனகள் நிகழ்ந்து உலோகம் தனியே பிரித்தெடுக்கப்படும்.

$$Fe_2O_3 + 3C \longrightarrow 2Fe + 3CO$$
$$Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 2Fe + 3CO_2$$

வெப்பம் தாங்கவல்ல பொருள்கள் (Refractory materials)

இவ் வகைப் பொருள்கள் அதிக வெப்பநிலேயிலும் உருகா; மிருதுத் தன்மையும் அடையா; திடீரென ஏற்படும் அதி வெப்பநிலேயையும், குளிர்ந்த நிலேயையும் தாங்கும்; அதிக அழுத்தமான நிலேயிலும் நொறுங்கா; உலேகளில் உண்டாகும் கசடுகளின் அரிமானத்தைத் தாங்கவல்லவை. இத்தகைய இயல்புகள் உள்ள வெப்பம் தாங்கவல்ல பொருள்களே உலேகளின் உட்புறத்தில் கவசமிடுவதற்கும், அடுப்புகளின் உட்புறச் சுவர்கள் கட்டுவதற்கும், சூடாக இருக்கும் புகைபோக்கியின் உட்பாகங்கள் கட்டுவதற்கும், மாற்று உலேகளிலும் (convertor furnaces) பயன்படுத்துகிருர்கள். கீழ்க்காணும் வெப்பம் தாங்கவல்ல பொருள்களின் உச்ச வெப்ப எல்லேகள் வருமாறு :

சிலிகா—1750°; பாக்ஸைட்டு—1800°; அலுமிஞ—2000°; மெக்னீஷியா—2200° ; ஜிர்கோனியா—2600°.

இவ்வகைப் பொருள்களே நான்கு வகையாகப் பிரிக்கலாம்:

(a) **அமிலப் பண்புள்ளவை :** சிலிகா, குவார்ட்ஸ், மணல், கற்கள்.

(b) **காரப் பண்புள்ளவை :** சுண்ணும்புக்கல், மாக்னஸைட்டு, டோலமைட்டு.

(c) நடுநிலைப் பண்புள்ளவை : கிராஃபைட்டு, குரோமைட்டு, எலும்புச் சாம்பல்.

(d) பகுதி நடுநிலைப் பண்புள்ளவை : 60% சிலிக்காவும் (SiO_2), 35% அலுமினா முதலியனவும் உள்ள கலவைகள். இத்தகைய பொருள்களால் செய்யப்பட்ட கற்கள் தீயினால் பாதிக்கப்படா. ஆகையால் இவற்றைத் தீக் கற்கள் (fire bricks) என்றும் இயம்புவர்.

உலோகக் கசடுகளும் (Slags) இளக்கிகளும் (Fluxes) : தாதுக்களை அடர்ப்பித்த பிறகும் அவற்றில் பல மாசுகள் இருக்கும். இம்மாசுகள் இளக்கிகளுடன் வினைபட்டு உலோகக் கசடுகளைத் தருகின்றன. மாசுகள் CaO, Fe_2O_3 போன்று கார குணமுள்ளவையும், SiO_2, P_2O_5 போன்று அமில குணமுள்ளவையும் ஆகும். மாசுகளின் தன்மைக்கேற்ப கார குணமுள்ள இளக்கிகளையும் ($CaCO_3$), அமில குணமுள்ள இளக்கிகளையும் (SiO_2) பயன்படுத்துகிறார்கள்.

(a)	CaO_2	+	SiO_2	$\longrightarrow$	$CaSiO_3$
	மாசு		இளக்கி		உலோகக் கசடு
(b)	SiO_2	+	$CaCO_3$	$\longrightarrow$	$CaSiO_3 + CO_2$
	மாசு		இளக்கி		உலோகக் கசடு
(c)	SiO_2	+	FeO	$\longrightarrow$	$FeSiO_3$
	மாசு		இளக்கி		உலோகக் கசடு

உலோகக் கசடுகள் பெரும்பாலும் சிலிகேட்டுச் சேர்மங்களாக உள்ளன. அவை உருகிய உலோகத்தின்மேல் பாலாடைபோல் மிதப்பதாலும், உருகிய உலோகத்தில் கரையாத தன்மையைப் பெற்றிருப்பதாலும் அவற்றை எளிதில் அப்புறப்படுத்தி நீக்கி விடலாம். உலோகக் கசடுகளின் ஒப்படர்த்தி, உருகுநிலை, பாய்தன்மை, பாகுநிலை (viscosity) போன்றவற்றைச் சுண்ணாம்புக் கல், கால்சியம், ஃப்ளூரைடு போன்ற பொருள்களை இளக்கியுடன் சேர்ப்பதன் மூலம் மாற்றியமைக்கலாம். எடுத்துக்காட்டாக கால்சியம் ஃப்ளூரைடு உருகிய நிலையில் மிகக் குறைந்த பாகுநிலை பெற்று நன்கு பாயும் தன்மையுடையது. இதை உலோகக் கசடுகளின் பாய்தன்மையை (fluidity) அதிகரிக்கப் பயன்படுத்தலாம்.

உலைகள் (Furnaces)

உலோகவியலில் பயன்படும் பலவித உலைகள் வருமாறு :

(a) **ஊது உலை** (**Blast furnace**) : இதில் காற்று நன்கு உருகிய உலோகமுள்ள பகுதிக்குக் கீழே பாய்ச்சப்படுகிறது. எஃகு அத்தியாயத்தைப் பார்த்தால் இது செயல்படும் முறை புலனாகும்.

(b) **அனல் எதிர் உலை** (**Reverberatory furnace**) : இதன் அமைப்பையும், செயல்படு முறையையும் வறுத்தல் பகுதியிலேயே கண்டோம். இங்கு எரிபொருள் (fuel) ஓரிடத்தில் எரிக்கப்பட்டு, சூடான காற்றும் சுடரும் தாதுக்களின் மேல் படும்படி செய்து சூடேற்றப்படுகிறது.

(c) **மூட்ட வெப்ப உலை** (**Muffle furnace**) : இதில் எரிபொருளால் உண்டாகும் வேண்டாப் பொருள்கள் தாதுக்களை வந்தடையா வண்ணம் உலை அமைக்கப்பட்டுள்ளது. ஸிங்க் உலோகவியலில் இவ்வகை உலை பயன்படுத்தப்படுகிறது.

(d) **மின்னுலைகள்** (**Electric furnaces**) : இவ்வகை உலைகள் மின்சாரம் மிகக் குறைந்த பொருள் செலவில் கிடைக்குமிடங்களிலும், அதிக வெப்பம் தேவைப்படும்போதும், தூய உலோகங்கள் தயாரிக்கும்போதும் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. மின்தூண்டல் உலை (induction furnace), மின்தடை உலை (resistance furnace), மின்வில் உலை (electric arc furnace) என்ற பலவிதமான மின்னுலைகளைத் தேவைக்கேற்ப பயன்படுத்துகிறார்கள்.

தூய்மைப் படுத்துதல் (Refining)

உலோகவியலின் பல்வேறு செயல்முறைகட்கும் உட்பட்டுக் கிடைத்த உலோகம் எதிர்பார்த்தவாறு முற்றிலும் தூயதாக இருப்பதில்லை. பிற உலோகங்களோ, சல்ஃபர், பாஸ்பரஸ் போன்ற அலோகங்களோ இதனுடன் மிகக் குறைந்த அளவில் கலந்திருக்கும். மாசு கலந்த உலோகங்களைப் பின்வரும் முறைகளில் மாசு களைந்து தூய்மைப் படுத்தலாம்:

(a) **மிகையளவுத் தாதுவுடன் உலோகத்தைச் சூடுபடுத்துதல்** : அயர்ன், ஆன்டிமனி இவற்றின் உலோகவியலில் ஒடுக்கிகளாகச் சேர்க்கப்படும் கார்பனும், அயர்னும்

மிகச் சிறிய அளவில் உலோகத்துடன் கலந்து விடுகின்றன. மாசு கலந்த உலோகத்தை அதிகமான தாதுவுடன் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தினால் அம்மாசுகள் நீங்குகின்றன.

(b) உருக்கித் திரவமாக்கல் முறை (Liquation process): சில வேளைகளில் உலோகத்தில் கலந்துள்ள மாசு உலோகத்தைக் காட்டிலும் குறைவான உருகுநிலையைப் பெற்றிருக்கும். உருகுநிலை வேறுபாட்டைப் பயன்படுத்தி உலோகங்களைத் தூய்மைப் படுத்தும் முறைகள் யாவும் உருக்கித் திரவமாக்கல் முறைகள் எனப்படும். எடுத்துக்காட்டாக, லெட் மாசாகக் கலந்துள்ள சிங்க் உலோகத்தை எடுத்துக் கொள்வோம். சிங்கின் உருகுநிலை லெட்டின் உருகுநிலையைவிடக் குறைவானது. எனவே, சிங்க் அதன் உருகுநிலையில் உருகித் திரவ நிலையை அடையும். அதிக உருகுநிலையுடைய லெட் கீழே படிந்துவிடும். உருகாத லெட், உருகித் திரவ நிலையில் உள்ள சிங்கில் கரைவதில்லை.

(c) ஆக்ஸிஜனேற்ற முறை (Oxidation process): சில வேளைகளில் உலோகத்தைக் காட்டிலும், அதில் கலந்துள்ள மாசு எளிதில் ஆக்ஸிஜனுடன் வினைப்படும் இயல்பினதாய் இருக்கலாம். தக்கதோர் உலையில் உருகிய நிலையில் உள்ள உலோகம் ஆக்ஸிஜனேற்றச் சக்திக்கு உட்படும்போது, அதில் கலந்துள்ள மாசு ஆக்ஸிஜனேற்ற முற்று ஆக்ஸைடாக மேலே மிதக்கும். அவ்வாறு மிதப்பதை அவ்வப்போது வழித்து நீக்குவர்.

(d) மின்னாற்பகுத்தல் முறையில் தூய்மைப் படுத்துதல் (Electrolytic refining): இம்முறையில் ஏற்ற மின்பகுளி (electrolyte) எடுத்துக்கொள்ளப்பட்டு அதில் தூய்மையற்ற உலோகம் நேர்மின்முனை (anode)யாக வைக்கப்படுகிறது. மிகத் தூய அதே உலோகம் எதிர்மின் முனையாக வைக்கப்படுகிறது. அதே உலோகத்திற்குப் பதிலாக வேறு ஏதாவது ஒரு தூய உலோகமும் வைக்கப்படும். அப்படி வைக்கப்படும் உலோகத்திலிருந்து அதன்மேல் படியும் உலோகம் எளிதில் உதிர்த்தெடுக்கப்பட வல்லதாக இருக்க வேண்டும். இவ்வாறு நேர், எதிர்மின் முனைகளை அமைத்துக்கொண்டு மின்சாரத்தைப் பாய்ச்சுகையில் தூய்மையற்ற உலோகம் கரைந்து உலோக அயனிகளாகப் பிரிந்து சென்று எதிர்மின் முனையில் தூய உலோகமாகப் படியும்.

எடுத்துக்காட்டு : தூய காப்பர்—எதிர் மின்முனை; தூய்மையற்ற காப்பர்—நேர்மின் முனை; காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசல்—மின்பகுளி.

நேர்மின் முனையினின்றும் Cu^{++} அயனிகள் புறப்பட்டு எதிர்மின் முனையை அடையும்.

உலோகங்களின் இயற்பியப் பண்புகள் : தனிம அட்ட வணையில் உள்ள ஹைடிரஜன் முதல் லாரன்ஷியம்வரை உள்ள 103 தனிமங்களில் 70 தனிமங்கள் உலோகங்களாக உள்ளன. பாதரசத்தைத் தவிர மற்ற உலோகங்கள் சாதா ரண வெப்பநிலையில் திடப் பொருள்கள்; பளபளப்பானவை; எளிதில் தகடாகத் தட்டலாம்; கம்பியாக நீட்டலாம்; இவை வெப்பத்தையும், மின்சாரத்தையும் கடத்தும் பண்பின.

மிக இலேசான லித்தியத்திலிருந்து (ஒப்படர்த்தி 0·534) மிகவும் பளுவான ஆஸ்மியம் (22·48) வரை உலோகங்களின் அடர்த்தியில் வேறுபாடு உள்ளது. மெழுகுபோல் பிசையத் தக்க பொட்டாசியத்திலிருந்து, கண்ணாடியை வெட்டும் திற னுடைய குரோமியம்வரை கடினத் தன்மையிலும் (hardness) வேறுபாடு காணப்படுகிறது. உலோகங்களின் சார்புக் கடினத்தன்மை (relative hardness) பின்வரும் அளவில் சொல் லப்படும்: (1) டால்க் (talc); (2) ராக் ஸால்ட்; (3) கால்சைட்; (4) ஃபுளூரைட்; (5) அபடைட்டு; (6) ஃபெல்ஸ்பார்; (7) க்வார்ட்ஸ்; (8) டொபாஸ்; (9) சஃபயர்; (10) டயமண்ட். இது 'மோ அளவு' (Moh's scale) எனப்படும். இதன்படி கோல் டின் சார்புக் கடினத் தன்மை 2·5 என்ருல், அது டால்க், ராக் ஸால்ட் இவற்றில் தேய்க்கப்படும்போது சிராய்ப்புகள் அல்லது கீறல்களை (scratches) உண்டாக்கும். ஆனுல், கால் சைட்டில் கீறல்களை உண்டாக்காது.

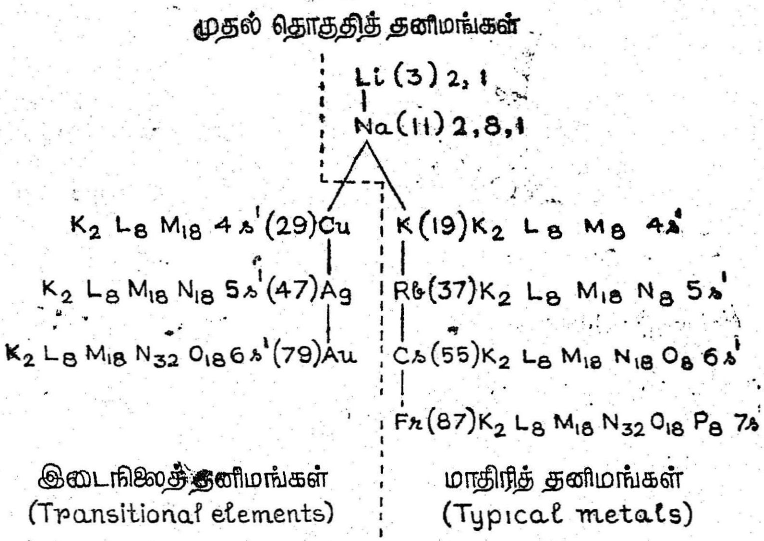
ஓர் உலோகம் அல்லது உலோகக் கலவையை மிக அதிக மான வெப்பநிலைக்கு (செஞ்சூட்டு நிலை) உயர்த்திப் பின் மெது வாகக் குளிரவிடுவதால், அவ்வுலோகம் அல்லது உலோகக் கலவையின் கடினத் தன்மையும், வலிமையும் குறைக்கப்படு கின்றன, அல்லது முழுவதுமாக நீக்கப்படுகின்றன. இத் தகைய முறை உறுதி குலைத்தல் (annealing) எனப்படும். இது உலோகங்களுக்கு நெகிழ்ந்து, வளைந்து கொடுக்கும் தன்மை யைத் (malleability) தருகிறது.

அணுவின் உள்ளமைப்பை ஆராயும்போது உலோக அணு மிகக் குறைந்த எலெக்ட்ரான்களையே வெளி ஷெல்லில் பெற்றுள்ளது. உலோக அணுக்கள் நேர்மின்னேற்ற இயல் புடையவை; இவை சில எலெக்ட்ரான்களை இழந்து நேர்மின் னேற்றமுள்ள அயனிகளாக மாறுகின்றன. இவ்வயனிகள் எதிர்மின் முனையை நோக்கிச் செல்வதால் இவ்வுலோக அயனி களை எதிர் அயனிகள் (cations) என்பர். அலுமினியம், ஆர் சனிக், ஆன்டிமனி போன்றவை சூழ்நிலையை ஒட்டி உலோ கங்களாகவும், அலோகங்களாகவும் செயல்படுகின்றன. இவற்றை உலோகப் போலிகள் (metalloids) என்பர். உலோகப் போலிகள் நொறுங்கும் தன்மையுடைய திண் மங்கள். இவற்றின் ஆக்ஸைடுகள் அமில குணமுள்ளவை. உலோகப் போலிகள் எதிர் அயனியாகவும், நேர் அயனி யாகவும் நிலவுகின்றன (Al^{+3}; AlO_2^{-1}; As^{+3}; AsO_4^{-3}).

இவற்றையெல்லாம் நோக்குங்கால், இன்றியமையாச் சிறப்புடைய உலோகங்கள் பலவற்றின் உலோகவியல், வியக் கத்தக்க இயற்பிய, வேதியப் பண்புகள் இவற்றை எல்லாம் அறிந்துகொள்ளும் ஆர்வம் உள்ளத்தில் எழுகிறது அல்லவா?

12. IA தொகுதித் தனிமங்கள்

கார உலோகங்கள் (Alkali Metals)



தனிம வரிசை அட்டவணையின் IA தொகுதியிலுள்ள தனிமங்களாகிய லித்தியம், சோடியம், பொட்டாசியம், ருபீடியம், சீசியம் ஆகிய உலோகங்கள் பொதுவாகக் கார உலோகங்கள் எனப்படுகின்றன. இவ் வுலோகங்களின் ஆக்ஸைடுகள் நீரில் கரைந்து காரங்களைக் கொடுப்பதால், அவைகள் கார உலோகங்கள் எனப் பெயர் பெறுகின்றன.

தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஒரே தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் பொதுவாக வேதிய வினைகளில் ஒன்றுபட்டு இருப்பினும், தொகுதியில் உள்ள முதல் தனிமம் பெரும்பாலும் அத்

தொகுதியிலுள்ள மற்றத் தனிமங்களினின்றும் மாறுபடுகின்றன. இக் கூற்று அநேகமாக எல்லாத் தொகுதிகளுக்கும் பொருந்தும். IA தொகுதியிலுள்ள முதல் தனிமமாகிய லித்தியம் மற்றத் தனிமங்களினின்றும் மாறுபட்டுள்ளது.

1. இத் தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புகள் வருமாறு :

தனிமம்	அணு எண்	அணு அமைப்பு
Li	3	2, 1
Na	11	2, 8, 1
K	19	2, 8, 8, 1
Rb	37	2, 8, 18, 8, 1
Cs	55	2, 8, 18, 18, 8, 1

2. **இணைதிறன் :** இத் தனிமங்களின் அணுக்களின் கடைசி சுற்றுப் பாதையில் ஒரே ஒரு எலெக்ட்ரான் மட்டும் உள்ளதால், இவ் வணுக்கள் இந்த எலெக்ட்ரானை எளிதில் இழக்கின்றன. (அதாவது. இத் தனிமங்கள் குறைந்த அயனியாக்க ஆற்றல் மதிப்பைப் பெற்றுள்ளன.) எனவே, இத் தனிமங்களின் இணைதிறன் ஒன்றாகவும், இத் தனிமங்கள் அயனிப் பிணைப்பு சேர்மங்களையே கொடுக்கும் இயல்பைப் பெற்றுள்ளதாகவும் உள்ளன. இவ்வாறு இவை ஓர் எலெக்ட்ரானை இழந்து மந்த வாயு அமைப்பைப் பெறுகின்றன.

3. **இயற்பியப் பண்புகள் :** (i) மின்சாரத்தையும் வெப்பத்தையும் எளிதில் கடத்துகின்றன. (ii) ஒரே ஓர் இணைதிறன் எலெக்ட்ரானைப் பெற்றுள்ளதால் இத் தனிமங்கள் இலேசானதாகவும் எளிதில் உருகும் தன்மையுடையதாகவும் உள்ளன. (iii) இத் தனிமங்கள் நீர்ம நிலையில் உள்ள அம்மோனியாவில் (liquid ammonia) கரைந்து, மின்சாரத்தை எளிதில் கடத்தும். இவை நீல நிறக் கரைசல்களைக் கொடுக்கின்றன.

4. **இயற்கையில் கிடைக்கும் அளவு :** சோடியமும் பொட்டாசியமும் சேர்ம நிலையில் இயற்கையில் அதிக அளவில்

கிடைக்கின்றன. மற்றத் தனிமங்கள் மிகக்குறைந்த அளவே கிடைக்கின்றன. இத் தனிமங்கள் வீரியத்துடன் வேதிய வினைகளில் ஈடுபடுவதால். இவை இயற்கையில் தனிம நிலையில் கிடைப்பதில்லை.

5. **பிரித்தெடுக்கும் முறை:** இத் தனிமங்கள் அவற்றின் உருகிய குளோரைடுகள், ஹைடிராக்ஸைடுகள் ஆகியவற்றை மின்னாற் பகுப்பதன் மூலம் பெறப்படுகின்றன. இத் தனிமங்களின் கார்பனேட்டைக் கார்பனாலும், சல்ஃபைடை மக்னீசியம், அலுமினியம் போன்ற உலோகங்களாலும் ஒடுக்கி, இவ்வுலோகங்கள் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன. பொட்டாசியத்தை விட சோடியமே அதிகப் பயனுள்ளதாகக் கருதப்படுவதால், பொட்டாசியம் பெரும்பாலும் அதிகமாகப் பிரித்தெடுக்கப்படுவதில்லை.

6. **வீரியத் தன்மை:** இத் தொகுதியில் அணு எண் அதிகமாகும்போது, தனிமங்கள் அதிக வீரியத்துடன் வேதிய வினைகளில் ஈடுபடுகின்றன. சான்றாக, நீருடன் லித்தியம் மிகவும் மெதுவாகவே வினைப்படுகிறது. சோடியம் குளிர்ந்த நீருடன் வினைபட்டு ஹைடிரஜனை வெளியேற்றுகிறது. பொட்டாசியம் இன்னும் அதிக வீரியத்துடன் வினைப்படும் போது வெளிவரும் ஹைடிரஜன் தீப்பற்றி எரியும். ருபீடியமும் சீஸியமும் நீருடன் வெடிசப்தத்துடன் வினைப்படுகின்றன. இதுபோலவே புரோமினுடன் சோடியமும் லித்தியமும் மெதுவாக வினை புரிகின்றன. ஆனால், மற்றத் தனிமங்கள் வெகு வீரியமாக புரோமினுடன் வினைப்படுகின்றன. நைட்ரஜனுடன் மட்டும் லித்தியம் எளிதில் வினைபட்டு லித்தியம் நைட்ரைடைக் (Li_3N) கொடுக்கிறது. மற்றத் தனிமங்கள் நைட்ரஜனுடன் எளிதில் சேருவதில்லை. (இத் தொகுதியின் மற்றத் தனிமங்களைவிட லித்தியம் ஹைடிரஜனுடனும் கார்பனுடனும் எளிதில் சேருகிறது என்பது தவறான கூற்றாகும். ஏனெனில், லித்தியம் 600–700°C வெப்பநிலைகளிலேயே ஹைடிரஜனுடன் சேர்கிறது. மற்றத் தனிமங்கள் 350–400°C வெப்ப நிலைகளில் சேர்கின்றன.)

7. **ஹைடிரைடுகள்:** அணு எண் அதிகமாகும்போது, தனிமங்கள் உண்டாக்கும் ஹைடிரைடுகளின் நிலைப்புத்தன்மை குறைந்துகொண்டு செல்கிறது. லித்தியம் ஹைடிரைடு மிகவும் நிலையானது. இது சிதைவடையாமல் உருகுகிறது. மற்ற ஹைடிரைடுகளின் நிலைப்புத் தன்மை சீராகக் குறைகிறது.

8. **ஆக்ஸைடுகள் :** ஆக்ஸிஜனுடன் இத் தனிமங்கள் எளிதில் வினைப்பட்டு ஆக்ஸைடுகளைக் கொடுக்கின்றன. அதிக அளவு ஆக்ஸிஜனில் எரிக்கும்போது, லித்தியம் அதன் மானாக்ஸைடையும், Li_2O, சோடியம் பெராக்ஸைடையும், Na_2O_2, மற்றத் தனிமங்கள் சூப்பர் ஆக்ஸைடையும், KO_2, RbO_2, CsO_2 கொடுக்கின்றன. இத் தனிமங்களின் ஆக்ஸைடுகள் கார ஆக்ஸைடுகளாகும்.

9. இத் தனிமங்களின் ஹைடிராக்ஸைடுகள் வீரியம் வாய்ந்த காரங்களாகும். இதன் காரத் தன்மை தனிமங்களின் அணு எண் அதிகரிக்கும்போது அதிகமாகிறது. லித்தியம் ஹைடிராக்ஸைடு, மற்ற ஹைடிராக்ஸைடுகளை விடக் குறைவாகக் கரைகிறது.

10. **கார்பனேட்டுகள் :** லித்தியம் கார்பனேட் எளிதில் சிதைவடைந்து, லித்தியம் ஆக்ஸைடையும், கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடையும் கொடுக்கிறது. மற்றக் கார்பனேட்டுகள் எளிதில் சிதைவுறுவதில்லை.

11. **கரைதிறன் :** லித்தியம் ஃபுளூரைடு மற்ற லித்தியம் ஹாலைடுகளைவிட மிகவும் குறைவாக நீரில் கரைகிறது. லித்தியம் குளோரேட் மற்றத் தனிமங்களின் குளோரேட்டை விட, பல அங்ககக் கரைப்பான்களில் எளிதில் கரைகிறது.

12. லித்தியம் சல்ஃபேட்டு, மற்ற கார உலோக சல்ஃபேட்டுகளைப்போல் ஆலங்கள் (alums, படிகாரங்கள்) எனப்படும் இரட்டை சல்ஃபேட்டுகளைத் தருவதில்லை

மக்னீசியத்துடன் லித்தியத்தின் மூலைவிட்டத் தொடர்பு : தனிம வரிசை அட்டவணையில், இரண்டாம் வரிசைத் தனிமங்கள் மூன்றும் வரிசைத் தனிமங்களுடன் மூலைவிட்டத் தொடர்பைப் பெற்றுள்ளன. உதாரணமாக, லித்தியம்—மக்னீசியம், பெரிலியம்—அலுமினியம், போரான்—சிலிக்கான் ஆகிய ஜோடித் தனிமங்கள் வேதிய வினைகளில் பெரிதும் ஒத்துக் காணப்படுகின்றன.

தொகுதி	I	II	III	IV
வரிசை II	Li	Be	B	C
வரிசை III	Na	Mg	Al	Si

லித்தியம் ஆக்ஸைடு, மக்னீசியம் ஆக்ஸைடைப்போல் நீரில் குறைந்த அளவே கரைகிறது. (லித்தியம், மக்னீசியம் ஹைடிராக்ஸைடுகள் வெப்பப்படுத்தும்போது சிதைவடைந்து ஆக்ஸைடுகளைத் தருகின்றன). இவற்றின் கார்பனேட்டுகளும், நைட்ரேட்டுகளும் வெப்பத்தால் சிதைவடைகின்றன. மக்னீசியத்தைப்போல் லித்தியமும் நைட்ரஜனுடன் எளிதில் வினைப் படுகிறது. இக் காரணம் கொண்டே, இவ்வுலோகங்கள் வாயுக் கலவையிலிருந்து நைட்ரஜனை அப்புறப்படுத்த பயன் படுத்தப்படுகின்றன. லித்தியம் ஃபுளூரைடு நீரில் கரை வதில்லை (MgF_2 போல்). இத் தனிமங்களின் பெர்குளோரேட்டு கள் நீரில் அதிக அளவு கரைகின்றன.

இத் தனிமங்களின் மூலைவிட்டத் தொடர்புக்குக் காரணம் இவ்வயனிகள் ஏறத்தாழ சம அளவைப் (பருமனைப்) (ionic size) பெற்றிருப்பதே என கருதப்படுகிறது. எனவே, இவ் வயனிகள் தரும் சேர்மங்களின் பண்புகளும் பெரிதும் ஒத்துக் காணப்படுகின்றன.

லித்தியம்

கிடைக்கும் விதம் : இது ஒரு வீரிய உலோகமாகையால், இயற்கையில் தனிம நிலையில் கிடைப்பதில்லை. ஆனால், பூமியில் பல இடங்களில் லித்தியத்தின் சேர்மங்கள் குறைந்த அளவில் காணப்படுகின்றன. இயற்கையில் காணப்படும் லித்தியத்தின் கனிமங்களாவன :

1. ஸ்போண்டுமீன் (Spondumene) : $LiAl(SiO_3)_2$

2. அம்ப்ளிகோனைட் (Ambligonite) : $LiAl(F, OH)PO_4$

3. ஜின் வால்டைட் (Zinn waldite) :

$$KLi_2[AlSi_3O_6(OH, F)_4](OH, F)_2$$

4. லெபிடொலைட் (Lepidolite) : $Li_2(F, OH)_2.Al_2(SiO_3)_2$

5. பெட்டலைட் (Petalite) : $LiAl(Si_2O_5)$

இந்தியாவில் காஷ்மீர், மைசூர், ராஜஸ்தான் போன்ற ராஜ்யங்களில் லெபிடொலைட் கிடைக்கிறது.

பிரித்தெடுக்கும் முறை: 1. லித்தியத்தின் சிலிகேட் கனிமமாகிய ஸ்போடுமீன், நன்கு பொடி செய்யப்பட்டு, கால்சியம் குளோரைடு, கால்சியம் கார்பனேட்டு ஆகியவற்றுடன் சேர்க்கப்பட்டு 1500°C வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றப்படுகிறது. லித்தியம் சிலிகேட்டும் கால்சியம் குளோரைடும் இரட்டைச் சிதைவு மூலம் லித்தியம் குளோரைடைக் கொடுக்கின்றன. இச் சேர்மம் வினையின் வெப்பநிலையில் ஆவியாகி வெளிவருகிறது. இந்த ஆவியைக் குளிரவைத்து லித்தியம் குளோரைடு பெறப்படுகிறது.

மாறாக, அலுமினோ சிலிகேட் கனிமம் பேரியம் கார்பனேட்டுடன் உருக்கப்பட்டு, அடர் ஹைடிரோ குளோரிக் அமிலம் சேர்க்கப்படுகிறது. இதனால் அலுமினியம், பொட்டாசியம். சோடியம் ஆகியவற்றின் குளோரைடுகள் கிடைக்கின்றன. கரையாத சிலிக்கா வீழ்படிவாகி, வடிகட்டப்பட்டு நீக்கப்படுகிறது. கரைசல் ஆவியாக்கப்பட்டு, மேலே கூறப்பட்ட குளோரைடுகள் திண்ம நிலையில் பெறப்படுகின்றன. இவை ஆல்கஹாலுடன் நன்கு கலக்கப்படும்போது, லித்தியம் குளோரைடு மட்டுமே கரைகிறது. இவ்வாறு லித்தியம் குளோரைடு மற்றக் குளோரைடுகளினின்றும் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

உருகிய லித்தியம் குளோரைடு—பொட்டாசியம் குளோரைடு கலவை மின்னாற் பகுக்கப்படுகிறது. 50% லித்தியம் குளோரைடும், 50% பொட்டாசியம் குளோரைடும் உள்ள இக்கலவை 450°C-ல் உருகுகிறது. மின்கலத்தில் ஓர் இரும்புத் துண்டு எதிர்மின் வாயாகவும், கரித்தண்டு நேர்மின் வாயாகவும் செயல்படுகின்றன. மின்னாற் பகுக்கப்படும்போது, நீர் சிறிதளவும் இருத்தல் கூடாது. இரும்புத் தண்டாலான எதிர் மின் வாயில் லித்தியம் வெளியாகிறது. இவ்வாறு தயாரிக்கப்படும் லித்தியம் மண்ணெண்ணெயில் சேகரிக்கப்படுகிறது.

லித்தியம் ஹைடிராக்ஸைடு மக்னீசியத்தால் ஒடுக்கப்பட்டும், லித்தியம் குளோரைடு கால்சியம் உலோகத்தால் ஒடுக்கப்பட்டும், லித்தியம் உலோகம் சில இடங்களில் தயாரிக்கப்படுகிறது.

பௌதிகப் பண்புகள்: லித்தியம் வெள்ளி போன்ற பளபளப்பான வெண்ணிற உலோகம். மற்றக் கார உலோகங்களை விட உறுதியானது. கார உலோகங்களுள் இவ்வுலோகம் மிகவும் லேசானது.

வேதியப் பண்புகள்: லித்தியம் மிகவும் வீரியத்துடன் பல கரணிகளுடன் வினைப்படுகிறது.

நீருடன் வினைபட்டு, ஹைடிரஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$2Li + 2H_2O \longrightarrow 2LiOH + H_2$$

ஆக்ஸிஜனில் எரிந்து, அதன் மானுக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$4Li + O_2 \longrightarrow 2Li_2O$$

500°C வெப்பநிலையில், ஹைடிரஜனுடன் லித்தியம் ஹைடிரைடைக் கொடுக்கிறது.

$$2Li + H_2 \longrightarrow 2LiH$$

நைட்ரஜனுடன் வினைப்படும்போது, லித்தியம் நைட்ரைடு கிடைக்கிறது.

$$6Li + N_2 \longrightarrow 2Li_3N$$

ஹாலஜன்கள், சல்ஃபர் ஆகியவற்றுடன் முறையே லித்தியம் ஹாலைடுகளும், லித்தியம் சல்ஃபைடும் உண்டாகின்றன.

பயன்கள்

1. லெட்டுடன் கலந்து, விமானங்களின் ப்ரொபெல்லர்கள் தயாரிக்க லித்தியம் பயனாகிறது.

2. லித்தியம் ஹைடிராக்ஸைடு உராய்வைக் குறைக்கும் பொருளாகப் (lubricant) பயன்படுத்தப்படுகிறது.

3. ராக்கெட்டுகளின் உபயோகமாகும் அணுக்கரு ஆற்றலைத்தரும் சாதனங்களில் எரிபொருள்களில் ஒன்றாக லித்தியம் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது.

4. காப்பர், நிக்கல் ஆகிய உலோகங்களைத் தூய்மைப் படுத்தும் முறைகளில் இவ்வுலோகம் பயன்படுகிறது.

5. கண்ணாடியின் உறுதித் தன்மையை அதிகரிக்கவும், வெப்பநிலை மாறும்போது கண்ணாடி உடையாமலிருக்கவும்,

லித்தியத்தின் சேர்மங்கள் கண்ணாடித் தொழிற்சாலையில் உபயோகப்படுகின்றன.

6. லித்தியத்தின் சேர்மங்கள் (சான்ருக, பைகார்பனேட்) சில வியாதிகளைக் குணப்படுத்த மருத்துவத்தில் பயன் படுகிறது.

லித்தியத்தின் சேர்மங்கள்

லித்தியம் ஹைடிரைடு, LiH : சூடான லித்தியத்தின்மீது ஹைடிரஜனைச் செலுத்தும்போது, லித்தியம் ஹைடிரைடு உண்டாகிறது. இவ்வினை 600°C–ல் நடக்கிறது.

$$2Li + H_2 \longrightarrow 2LiH$$

இது ஒரு அயனிச் சேர்மம். உருகிய நிலையில் மின் சாரத்தைக் கடத்துகிறது. இவ் வினையில் ஹைடிரஜன் நேர் மின் முனையில் வெளியாகிறது.

லித்தியம் ஹைடிரைடு நீருடன் வினைபட்டு, ஹைடிரஜனை வெளிப்படுத்துகிறது. போர்க் காலங்களில் ஹைடிரஜனைப் பெற இச் சேர்மம் பயன்பட்டு வந்தது.

$$LiH + H_2O \longrightarrow Li(OH) + H_2 \uparrow$$

லித்தியம் ஹைடிரைடு ஒரு வீரிய ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கி. ஆக்ஸைடுகளையும், குளோரைடுகளையும், மற்றும் சல்ஃபைடுகளையும் ஒடுக்குகிறது.

ஹைடிரஜனைப் பெறவும், லித்தியம் அலுமினியம் ஹைடிரைடு தயாரிக்கவும், உலோக ஆக்ஸைடுகளை உலோகங்களாக ஒடுக்கவும், இரும்பு, எஃகு ஆகியவற்றிலுள்ள துருவை அகற்றவும், பல அங்ககச் சேர்மங்களைத் தயாரிக்கவும், லித்தியம் ஹைடிரைடு பயன்படுகிறது.

லித்தியம் அலுமினியம் ஹைடிரைடு, $LiAlH_4$: இச் சேர்மத்தைத் தயாரிக்கும் முறைகள், அதன் பண்புகள், பயன்கள் ஆகியவை 'ஹைடிரைடுகள்' அத்தியாயத்தில் விரிவாகத் தரப்பட்டுள்ளன.

லித்தியம் ஆக்ஸைடு, Li_2O : லித்தியத்தைக் காற்றில் அல்லது ஆக்ஸிஜனில் எரிக்கும்போது இந்த ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$4Li + O_2 \longrightarrow 2Li_2O$$

லித்தியம் கார்பனேட்டை வெப்பப்படுத்தும்போதும் லித்தியம் ஆக்ஸைடு கிடைக்கிறது. இவ் வினை ஹைடிரஜன் உள்ள சூழ்நிலையில் நிகழ்த்தப்படுகிறது. இது Li_2O_2 உண்டாகாதவாறு தடுக்கிறது.

லித்தியம் ஆக்ஸைடு ஒரு கார ஆக்ஸைடு. நீரில் மெதுவாகக் கரைந்து, லித்தியம் ஹைடிராக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$Li_2O + H_2O \longrightarrow 2LiOH$$

மற்ற கார ஹைடிராக்ஸைடுகளைப்போல், லித்தியம் ஹைடிராக்ஸைடு கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடுடனும், அமிலங்களுடனும் வினைப்படுகிறது. லித்தியம் ஹைடிராக்ஸைடு, Ni–Fe, Ni-Cd மின் கலங்களின் ஆயுள் காலத்தை நீடிக்கப் பயன்படுகிறது.

லித்தியம் ஃபுளூரைடு, LiF : இச் சேர்மத்தில் உள்ள அயனிகள் மிகச் சிறிதாக உள்ளதால், திண்ம நிலையில் இச் சேர்மம் அதிக கூடு அமைப்பு ஆற்றலைப் (lattice energy) பெற்றிருக்கும். எனவேதான் இச் சேர்மம், மற்றக் கார ஹாலைடுகளையும், மற்ற லித்தியம் ஹாலைடுகளையும் போலன்றி, நீரில் கரைவதில்லை. எனவே, நீரில் கரையும் லித்தியம் சேர்மத்தின் கரைசலுடன் அம்மோனியம் ஃபுளூரைடைச் சேர்க்கும் போது, லித்தியம் ஃபுளூரைடு வீழ்படிவாகிறது. இப் பண்பில் லித்தியம் ஃபுளூரைடு காரமண் தனிமங்களின் ஃபுளூரைடுகளை ஒத்துள்ளது.

லித்தியம் ஃபுளூரைடு ஒரு வெண்ணிறத் திண்மம். உலோகங்களை உருக்கிப் பிணைப்பதற்கும், எனுமல் செய்வதற்கும் இச் சேர்மம் பயன்படுகிறது.

லித்தியம் குளோரைடு, LiCl : இச்சேர்மத்தை, லித்தியத்தின் கனிமங்களிலிருந்து தயாரிக்கும் முறைகளை மேலே விரிவாகப் பார்த்தோம். இம்முறைகள் தவிர, கீழ்க்காணும் வினைகளின் மூலமும், லித்தியம் குளோரைடைத் தயாரிக்கலாம்.

1. லித்தியம் உலோகம் குளோரினில் எரியும்போது, இச் சேர்மம் உண்டாகிறது.

2. லித்தியம் ஹைடிராக்ஸைடு அல்லது லித்தியம் கார்பனேட் கரைசல் அடர் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்துடன்

வினைக்குட்படுத்தப்படுகிறது. கிடைத்த கரைசலிலிருந்து லித்தியம் குளோரைடு படிகமாக்கப்பட்டுப் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

லித்தியத்துக்கும் குளோரினுக்கும் இடையே உள்ள பிணைப்பு தோராயமாகப் பாதி அயனிப் பிணைப்பாகவும், பாதி சக பிணைப்பாகவும் உள்ளது. இப் பிணைப்பு, மற்ற கார உலோகங்களின் குளோரைடுகளைவிட லித்தியம் குளோரைடு எளிதில் ஆவியுறும் தன்மையையும், அங்ககக் கரைப்பான்களில் கரையும் பண்பையும் விளக்குகிறது. இது ஆவியுறும் தன்மையைப் பயன்படுத்தியும், அங்ககக் கரைப்பானில் கரைவதைப் பயன்படுத்தியும் லித்தியம் குளோரைடு மற்ற கார ஹாலைடுகளினின்றும் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

அம்மோனியாவுடன் லித்தியம் குளோரைடு வினைபட்டு அம்மோனியேட்டுகளைத் தருகிறது. $LiCl.NH_3$; $LiCl.2NH_3$; $LiCl.3NH_3$; $LiCl.4NH_3$; இச்சேர்மங்களைச் சூடுபடுத்தும் போது, அம்மோனியா வெளிப்படுகிறது.

அதன் உருகு நிலைக்குமேல் வெப்பப்படுத்தும்போது, லித்தியம் குளோரைடு அதன் தனிமங்களாகச் சிதைவடைகிறது.

லித்தியம் உலோகத்தைத் தயாரிக்கவும், உலோக உருக்குத் தொழிலில் இளக்கியாகவும் (flux), அறைகளின் தட்ப வெப்பநிலையை செயற்கை முறையில் சீராக்கும் கருவியில் காற்றின் ஈரத்தைக் கட்டுப்படுத்தவும், லித்தியம் குளோரைடு உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது.

லித்தியம் சல்ஃபேட்டு, Li_2SO_4: லித்தியம் உலோகம், லித்தியம் ஆக்ஸைடு, ஹைடிராக்ஸைடு அல்லது கார்பனேட் சேர்மங்கள் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு லித்தியம் சல்ஃபேட் மானோ ஹைடிரேட்டைக் ($Li_2SO_4.H_2O$) கொடுக்கிறது. இச் சேர்மத்தை 100°C-க்கு மேல் சூடுபடுத்தும் போது நீரற்ற லித்தியம் சல்ஃபேட்டு (Li_2SO_4) கிடைக்கிறது.

லித்தியம் சல்ஃபேட் எளிதில் ஆவியுறுவதில்லையாதலின் (லித்தியம் குளோரைடைப் போலன்றி), அளவறிபகுப்பு முறையில் லித்தியம் சேர்மம் லித்தியம் சல்ஃபேட்டாக மாற்றப்பட்டு எடை பார்க்கப்படுகிறது.

இது நீரில் கரையும் வெண்ணிற திண்மம். சோடியம், பொட்டாசியம் ஆகிய சல்ஃபேட்டுகளுடன், இரட்டைச் சல்ஃபேட்டுகளைத் தருகிறது.

$NaLiSO_4$, $KLiSO_4$

லித்தியம் நைட்ரேட்டு, $LiNO_3$: லித்தியம் ஆக்ஸைடு, ஹைடிராக்ஸைடு அல்லது கார்பனேட்டு, நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு லித்தியம் நைட்ரேட் உண்டாகிறது. இக் கரைசலிலிருந்து, லித்தியம் நைட்ரேட் அதன் ட்ரைஹைட்ரேட்டாக ($LiNO_3.3H_2O$) படிகமாகிறது. வெப்பப்படுத்தும் போது இச் சேர்மம் நீர் மூலக்கூறுகளை இழந்து நீரற்ற லித்தியம் நைட்ரேட்டைக் கொடுக்கிறது.

லித்தியம் நைட்ரேட் நீர்க்கும் (deliquescent) வெண்ணிற திண்மம். ஆல்கஹாலில் கரைகிறது. வெப்பப்படுத்தும் போது, அதன் ஆக்ஸைடாகச் சிதைவடைகிறது.

லித்தியம் கார்பனேட், Li_2CO_3 : லித்தியம் உப்புக் கரைசலுடன் அம்மோனியம் கார்பனேட் கரைசலைச் சேர்த்தால், லித்தியம் கார்பனேட்டு வீழ்படிவாகிறது. 600°C வெப்பநிலையில், லித்தியம் கார்பனேட்டு அதன் ஆக்ஸைடாகவும், கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடாகவும் சிதைவடைகிறது. மற்ற கார கார்பனேட்டுகளைப் போலன்றி, இது நீரில் கரைவதில்லை,

லித்தியம் பாஸ்ஃபேட், Li_4PO_4 : இச் சேர்மம் நீரில் கரைவதில்லை. இப் பண்பைப் பயன்படுத்தி மற்ற கார பாஸ்ஃபேட்டுகளிலிருந்து இதைப் பிரித்தெடுக்கலாம். பாஸ்ஃபேட்டுக் கரைசலை, கொதிக்கும் லித்தியம் சேர்மக் கரைசலுடன் சேர்க்கும்போது, இச் சேர்மம் கிடைக்கிறது.

பகுப்பு முறையில் கண்டறிதல் : லித்தியம் சேர்மங்கள் புன்சன் சுடருக்குக் கருஞ்சிவப்பு நிறத்தைத் தருகின்றன. லித்தியத்தை அதன் ஃபுளூரைடாகவோ, கார்பனேட்டாகவோ பாஸ்ஃபேட்டாகவோ வீழ்படிவாக்கியும் கண்டறியலாம்.

சோடியம் (Sodium)

கிடைக்கும் விதம் : சோடியம் ஒரு வீரிய உலோகமாகையால் இயற்கையில் இத்தனிமம் தனிம நிலையில் கிடைப்பதில்லை. இது பூமியின் மேலோட்டில் (புறணி or crust) சுமார் 2·4% இருக்கிறது. பூமியில் கிடைக்கும் முக்கிய தாதுக்கள் :

1. **சோடியம் குளோரைடு** ($NaCl$): இது கடல் நீரிலும், பூமிக்கடியிலுள்ள பாறைகளிலும் (பாறை உப்பு) காணப்படுகிறது.

2. **சிலி சால்ட் பீட்டர்** ($NaNO_3$) : தென் அமெரிக்காவில் சிலியில் இச்சேர்மம் காணப்படுவதால் இப்பெயர் பெற்றது.

3. **சோடியம் கார்பனேட்டு** (Na_2CO_3) : எகிப்தில் இச்சேர்மம் நேட்ரான் (Natron, $Na_2CO_3.H_2O$) என்னும் தாதுவாகவும், ட்ரோனு (Trona, $Na_2CO_3.2NaHCO_3.3H_2O$) என்னும் தாதுவாகவும் கிடைக்கிறது.

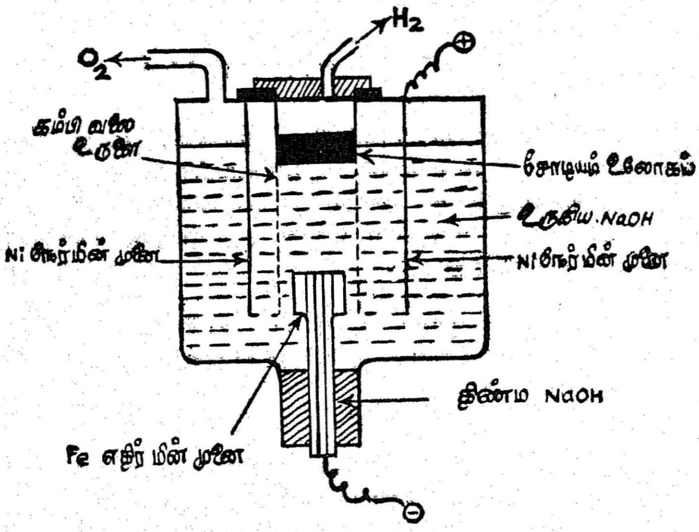
4. **போராக்ஸ்** ($Na_2B_4O_7.10H_2O$).

5. ஃபெல்ஸ்பார் (Felspar, $NaAl\,Si_3O_8$).

பிரித்தெடுக்கும் முறைகள்

1. காஸ்ட்னர் முறை (**Castner's process**): இம் முறையில் உருகிய சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு மின்னாற் பகுக்கப்படுகிறது. சோடியம் உலோகம் குளிர்ந்த நீருடன் வினைப்படுவதால், எரிசோடாக் (caustic soda, NaOH) கரைசலை உபயோகப் படுத்தக்கூடாது. இது பழங்கால முறையாகும்.

மின்னாற் பகுத்தல் இரும்பினாலான கலத்தில் நிகழ்த்தப்படுகிறது. இக் கலம், கீழே சூடு செய்யப்படுகிறது. கீழிருந்து இக்



படம் 25

கலத்தினுள் புகுத்தப்பட்ட இரும்பினாலான தண்டு எதிர்மின்

வாயாகச் (cathode) செயல்படுகிறது. திண்ம சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடினுல், இத் தண்டு ஆடாமல் வைக்கப்பட்டுள்ளது. நிக்கலினுலான சிலிண்டர் வடிவ நேர்மின்வாய் (anode) மேலிருந்து தொங்குகிறது. நேர்மின்வாயும், எதிர்மின்வாயும் ஒரு நிக்கலினுலான வலையினுல் (nickel gauze) பிரிக்கப்பட்டுள்ளன. இது, எதிர்மின் வாயில் வெளியான சோடியம் நேர்மின்வாயை நோக்கி நகராமல் இருக்கச் செய்கிறது.

உருகிய சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு அயனிகளாக உள்ளது.

$$NaOH \rightleftharpoons Na^{+} + OH^{-}$$

எதிர்மின் வாயில் :

சோடியம் அயனி ஓர் எலெக்ட்ரானைப் பெற்று சோடியம் அணுவாக மாறுகிறது.

$$Na^{+} + e^{-} \longrightarrow Na^{\circ}$$

நேர்மின் வாயில் :

ஹைடிராக்ஸைடு அயனிகள் எலெக்ட்ரான்களை இழந்து ஆக்ஸிஜனை வெளிப்படுத்துகிறது.

$$4(OH)^{-} \xrightarrow{-4e^{-}} 2H_2O + O_2\uparrow$$

இவ் வினையில் உண்டாகும் நீரும் ஓரளவு மின்ஞற் பகுக்கப்படுவதால், ஹைடிரஜனும், சோடியத்துடன் எதிர்மின் வாயில் வெளி வருகிறது. காற்று மண்டலத்திலுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் சோடியம் வினைப்படுவதை, அதனுடன் வெளிவரும் ஹைடிரஜன் தடுக்கிறது.

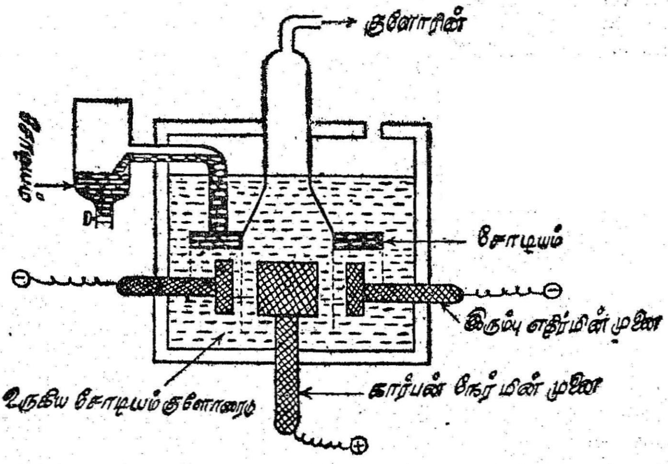
வெளிவரும் சோடியம், உருகிய சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடின் மேல் மிதக்கிறது. இங்கிருந்து சோடியம் அடிக்கடி யெளியேற்றப்படுகிறது.

2. டௌன் முறை (**Down's process**) : இம் முறையில் உருகிய சோடியம் குளோரைடு மின்ஞற் பகுக்கப்படுகிறது. சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடைவிட சோடியம் குளோரைடு எளிதில் கிடைப்பதனுல், இம் முறையே தற்காலத்தில் பெரிதும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

சோடியம் குளோரைடு சுமார் 800°C வெப்பநிலையில் உருகுகிறது. இந்த வெப்பநிலையில் மின்னாற்பகுத்தலை நிகழ்த்தினால், கிடைக்கும் சோடியம் ஓரளவுக்கு ஆவியுறுகிறது. மேலும் இவ் வெப்பநிலையில் சோடியம் உலோகம் மின்பகுக்கும் கலத்தையே தாக்குகிறது. மேலும் சோடியம் உருகிய சோடியம் குளோரைடில் கரைந்து ஒரு கூழ்மநிலைக் கரைசலைக் (colloidal solution) கொடுக்கிறது.

ஆனால், சோடியம் குளோரைடுடன், கால்சியம் குளோரைடு, கார உலோக ஃபுளூரைடுகள் ஆகியவற்றைச் சேர்த்தால், சோடியம் குளோரைடின் உருகுநிலை 600°Cக்குக் குறைக்கப்படுகிறது. 600°C-ல் சோடியம் உலோகம் ஆவியுறுவதில்லை. மேலே கூறப்பட்ட தடைபாடுகள் நீக்கப்படுகின்றன.

டௌன் மின்கலம், உட்புறம் தீக்கற்கள் வேயப்பட்ட இரும்பினாலானது. கிராஃபைட்டினாலான தண்டு நேர்மின்



படம் 26

வாயாகச் செயல்படுகிறது. இரு பக்கங்களிலிருந்தும் இக் கலத்தினுள் புகுத்தப்பட்ட இரும்புத் தண்டுகள் எதிர்மின் வாய்களாகச் செயல்படுகின்றன. நேர்மின் வாயும், எதிர்மின் வாயும் எஃகு வலையினால் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன. கீழ்க்காணும் வினை நடைபெறுகிறது :

நேர்மின் வாயில் :

$$Cl^- \xrightarrow{-e^-} Cl^\circ;\ 2Cl^\circ; = Cl_2 \uparrow$$

எதிர்மின் வாயில் :

$$Na^{+} + e \longrightarrow Na^{\circ}$$

சோடியம் லேசாக இருப்பதால், உருகிய சோடியம் குளோரைடின்மேல் சேகரிக்கப்படுகிறது. இங்கிருந்து இது வெளியேற்றப்படுகிறது. இவ் வினையில் குளோரின் உடன் விளைவாகக் (byproduct) கிடைக்கிறது.

இயற்பியப் பண்புகள்

சோடியம் குறைந்த உருகு நிலையைப் (98°C) பெற்ற, மிருதுவான, வெள்ளி போன்ற வெண்ணிற உலோகமாகும். வெப்பத்தையும், மின்சாரத்தையும் எளிதில் கடத்தும். இது கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு, ஆக்ஸிஜன், நீர் ஆகியவற்றுடன் எளிதில் வினைப்படுவதால், சோதனைச் சாலைகளில் மண்ணெண்ணெய்க் கடியில் வைக்கப்படுகிறது. மெர்க்குரியுடன் ரசக் கல்வையைக் (amalgam) கொடுக்கிறது.

வேதியப் பண்புகள்

1. **நீருடனும், அமிலங்களுடனும் :** அமிலங்களுடனும், நீருடனும் வீரியத்துடன் வினைபட்டு, சோடியம் ஹைடிரஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2 \uparrow$$

$$2Na + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2 \uparrow$$

$$2Na + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2 \uparrow$$

2. **அலோகங்களுடன் :** வெப்பப்படுத்தும்போது, பாஸ்பரஸ், ஹாலஜன்கள், சல்ஃபர், ஆக்ஸிஜன் ஆகியவற்றுடன் வினைப்படுகிறது.

$$3Na + P \longrightarrow Na_3P$$

(சோடியம் பாஸ்ஃபைடு)

$$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$$

$$2Na + S \longrightarrow Na_2S$$

$$4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O$$ (குறைந்த அளவு ஆக்ஸிஜன்)

$$2Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2$$ (அதிக ஆக்ஸிஜன்)

சோடியம் பெராக்ஸைடு

உருகிய சோடியத்தின் மேல் ஹைடிரஜனைச் செலுத்தும் போது, சோடியம் ஹைடிரைடு பெறப்படுகிறது.

$$2Na + H_2 \longrightarrow 2NaH$$

3. அம்மோனியாவுடன்: சோடியம் திரவ அம்மோனியாவில் மெதுவாகக் கரைந்து, சோடமைடைக் கொடுக்கிறது.

$$2NH_3 + 2Na \longrightarrow 2NaNH_2 + H_2\uparrow$$

4. கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடுடன்: கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடில் சோடியம் வெப்பப்படுத்தப்படும்போது கிடைக்கும் வினைபொருள் சோடியம் கார்பனேட்டாகும்.

$$Na + 3CO_2 \longrightarrow 2Na_2CO_3 + C$$

5. ஒடுக்கும் தன்மை: உலோக ஆக்ஸைடுகளையும், ஹாலைடுகளையும், உலோக நிலைக்கு ஒடுக்குகிறது.

$$AlCl_3 + 3Na \longrightarrow Al + 3NaCl$$

$$Al_2O_3 + 6Na \longrightarrow 2Al + 3Na_2O$$

பயன்கள்: நிறநிரல் சோதனைகளில் பயன்படும் விளக்குகளிலும், சோடியம் பெராக்ஸைடு, சோடியம் சயனைடு ஆகிய சேர்மங்களைத் தயாரிக்கவும், டைட்டேனியம் உலோகத்தைப் பிரித்தெடுக்கவும், அங்ககக் கரைப்பான்களிலிருந்து நீரை நீக்கவும், விமான எஞ்சின்களிலிருந்து வெப்பத்தை வெளியேற்றும் சாதனங்களிலும், சோடியம்-பொட்டாசியம் கலவையாக அணுக்கருப் பிளவு வினைகளில் ஆற்றலை வெளியேற்றவும், செயற்கை ரப்பர் தயாரிக்கவும், மற்றும் சாயம், வாசனைப் பொருள், மருந்துகள் தயாரிக்கும் தொழிற்சாலைகளிலும் சோடியம் உபயோகப்படுகிறது.

சோடியத்தின் சேர்மங்கள்

சோடியம் ஹைடிரைடு, NaH: உருகிய சோடியத்தின் மீது ஹைடிரஜன் வாயுவைச் செலுத்தும்போது இச்சேர்மம் உண்டாகிறது.

$$2Na + H_2 \longrightarrow 2NaH$$

இச்சேர்மம் நீருடன் வினைபட்டு ஹைடிரஜனை வெளிப்படுத்துகிறது.

$$NaH + H_2O \longrightarrow NaOH + H_2\uparrow$$

கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடுடன் சோடியம் ஃபார்மேட்டைத் தருகிறது.

$$NaH + CO_2 \longrightarrow HCOONa$$

உருகிய சோடியம் ஹைடிரைடு மின்னாற் பகுக்கப்படும் போது, ஹைடிரஜன் நேர்மின் வாயில் வெளிப்படுகிறது.

சோடியம் பெராக்ஸைடு, Na_2O_2**:** அதிக அளவு கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு நீக்கப்பட்ட உலர்ந்த ஆக்ஸிஜனை எரியும் சோடியத்தின் மேல் செலுத்தும்போது, சோடியம் பெராக்ஸைடு ஏற்படுகிறது. இவ்வினையில் தொடக்கத்தில் சோடியம் மானாக்ஸைடு (Na_2O) உண்டாகி, பின் அது மேலும் ஆக்ஸிஜனேற்றப்பட்டு, பெராக்ஸைடாக மாறுகிறது.

சோடியம் பெராக்ஸைடு ஒரு மஞ்சள் நிறப் பொடி. ஈரக் காற்றில் இச்சேர்மத்தைத் திறந்து வைத்திருந்தால் காற்றிலுள்ள நீரை உறிஞ்சி, அதன் ஆக்டா-ஹைட்ரேட்டாக ($Na_2O_2.8H_2O$) மாறுகிறது. ஆக்டா-ஹைட்ரேட் ஒரு வெண்ணிறச் சேர்மம்.

சூடான நீருடன் சோடியம் பெராக்ஸைடு வினைபட்டு, ஆக்ஸிஜனை வெளிப்படுத்துகிறது.

$$2Na_2O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4NaOH + O_2\uparrow$$

நீர்த்த அமிலங்களுடன் வினை புரிந்து, ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது. இவ்வினை மூலம் H_2O_2 சோதனைச் சாலையில் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$Na_2O_2 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O_2$$

சூடான அடர் அமிலங்களுடன் ஆக்ஸிஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$2Na_2O_2 + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2Na_2SO_4 + 2H_2O + O_2$$

ஆல்கஹாலுடன், சோடியம் ஹைட்ரோ பெராக்ஸைடைக் (Na—O—OH) கொடுக்கிறது.

$$Na_2O_2 + C_2H_5OH \longrightarrow Na{-}O{-}O{-}H + C_2H_5ONa$$

சோடியம் பெராக்ஸைடு ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றி. குரோமிக் சேர்மங்களை குரோமேட்டுகளாகவும், மாங்கனீஸ் சேர்மங்களை மாங்கனேட்டுகளாகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2Cr(OH)_3 + 3Na_2O_2 \longrightarrow 2Na_2CrO_4 + 2H_2O + 2NaOH$$

$$2Mn(OH)_2 + 4Na_2O_2 \longrightarrow 2Na_2MnO_4 + 4NaOH$$

பென்சாயில் குளோரைடு, பென்சாயில் பெராக்ஸைடாக மாறும். இது நிறம் நீக்கியாகப் பயன்படுகிறது.

$$2C_6H_5COCl + Na_2O_2 \longrightarrow (C_6H_5CO)_2\,O_2 + 2NaCl$$

மரத்தூள், பஞ்சு, வைக்கோல் ஆகியவற்றுடன் சோடியம் பெராக்ஸைடு சேர்ந்து, இவற்றை தீப்பற்றி எரியச் செய்கிறது. ஈத்தர் போன்ற அங்ககப் பொருள்களில் சோடியம் பெராக்ஸைடைச் சேர்க்கும்போது, அவை சுடருடன் எரிகின்றன.

கார்பன் மானாக்ஸைடுடனும், டையாக்ஸைடுடனும் கார்பனேட்டுகளைக் கொடுக்கிறது.

$$Na_2O_2 + CO \longrightarrow Na_2CO_3$$

$$2Na_2O_2 + 2CO_2 \longrightarrow 2Na_2CO_3 + O_2$$

இவ் வினையின் மூலம் மருத்துவ மனைகளிலும், நீர் மூழ்கிக் கப்பல்களிலும் காற்று தூய்மைப்படுத்தப்படுகிறது. 'ஆக்சோன்' என்னும் பெயரில் ஆக்ஸிஜனைக் கொடுக்கும் பொருளாக விற்கப்படுகிறது.

சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு (காஸ்டிக் சோடா, NaOH) : இச் சேர்மம் இரு முறைகளில் தயாரிக்கப்படுகிறது.

1. கடுங்காரமாக்கும் முறை (Causticizing process) : இம் முறையில், சோடியம் கார்பனேட்டு கரைசல், கால்சியம் ஹைடிராக்ஸைடு கரைசலுடன் இரும்புக் கலங்களில் சேர்க்கப்படுகிறது. வினையை துரிதப்படுத்த, கரைசலினுள் நீராவி செலுத்தப்படுகிறது. கீழ்க்காணும் வினை நடைபெறுகிறது.

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2NaOH + CaCO_3 \downarrow$$

கால்சியம் ஹைடிராக்ஸைடைவிட, கால்சியம் கார்பனேட் குறைவாக நீரில் கரைவதால், முன்னேக்கிய வினை நிகழ்கிறது. நடைமுறையில், இவ் வினைக்கு 20% சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசல் பயன்படுத்தப்படுகிறது. வெப்பநிலை 85°C ஆக வைக்கப்படுகிறது.

வீழ்படிவான கால்சியம் கார்பனேட் வடிகட்டி நீக்கப்படுகிறது. கரைசல் ஆவியாக்கப்பட்டு, சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு தயாரிக்கப்படுகிறது. பின் இது உருக்கப்பட்டு குச்சி வடிவத்தில் பெறப்படுகிறது.

இது பழங்கால முறையாகும். தற்காலத்தில் மின் பகுப்பு முறைகளே பயன்படுத்தப்படுகிறது.

2. **மின்பகுப்பு முறைகள் (Electrolytic methods) :** இம்முறையின் தத்துவத்தைப் பின்வருமாறு விளக்கலாம். சோடியம் குளோரைடு கரைசல் மின்னாற் பகுக்கப்படுகிறது. குளோரைடு அயனிகள், நேர்மின்வாயை நோக்கி நகர்ந்து, குளோரின் அணுக்களாக மாறி, பின் மூலக்கூறுகளாக வெளியேறுகின்றன. சோடியம் அயனி எதிர்மின்வாயை நோக்கிச் சென்று, ஒரு எலெக்ட்ரானைப் பெற்று சோடியம் அணுவாக மாறுகிறது. இவ்வணு நீருடன் வினைபட்டு, சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடையும், ஹைடிரஜனையும் கொடுக்கிறது.

$$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$$

நேர்மின் வாயில் :

$$Cl^- \xrightarrow{-e^-} Cl;\ 2Cl = Cl_2 \uparrow$$

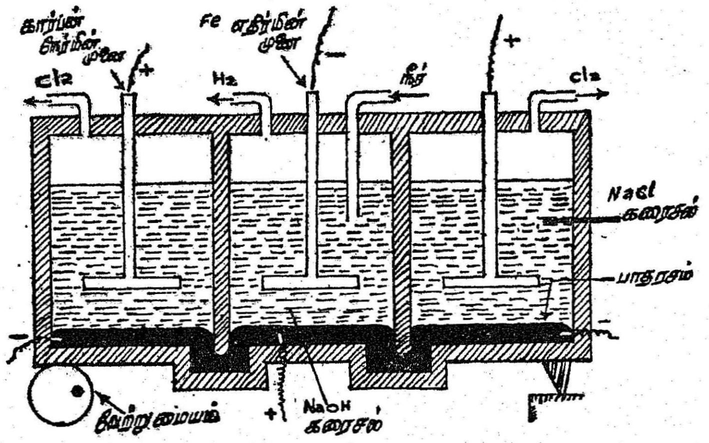
எதிர்மின் வாயில் :

$$Na^+ + e^- \longrightarrow Na^\circ;\ 2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2 \uparrow$$

நேர்மின் வாயில் வெளிப்படும் குளோரினும், எதிர்மின் வாயில் உண்டாகும் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடும் வினைப்படுமாதலின் இவ்விரு மின்வாய்களும் நன்கு விலகியிருக்க வேண்டும்.

இவ்வினை பல மின் கலங்களில் நிகழ்த்தப்படுகின்றன.

(a) காஸ்ட்னர்-கெல்னர் முறை (Castner-Kelner process): இம்முறையில் பயன்படுத்தப்படும் இரும்பினாலான



படம் 27

கலம் மூன்று அறைகளாக பிரிக்கப்பட்டுள்ளது. இவ்வறைகளைப் பிரிக்கும் தடுப்புகள் கலத்தின் அடிப்பாகத்தைத் தொடாமல், கீழிருந்து சுமார் 1/10 அங்குல உயரத்தில் உள்ளது. கலத்தின் அடிப்பாகம் மெர்க்குரியால் நிரப்பப்பட்டுள்ளது. இக்கலம் அடிப்பாகத்தில் ஓரமைய சக்கரத்தின் (eccentric wheel) மீது பொருத்தப்பட்டிருக்கும். இச்சக்கரத்தின் மூலம் ஒரு அறையிலிருந்து மற்றொன்றுக்கு மெர்க்குரியை நகரச் செய்ய இயலும்.

வெளி அறைகளில் பூரித சோடியம் குளோரைடு கரைசலும், நடு அறையில் நீரும் எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. வெளி அறைகளில் உள்ள கிராஃபைட் தண்டுகள் நேர்மின் வாயாகவும், மெர்க்குரி எதிர்மின் வாயாகவும் செயல்படுகிறது. மத்தியிலுள்ள அறை ஒரு இரண்டாம் நிலை மின்கலமாகவும், அதன் கீழ் வரும் சோடியம் அமால்கம் (சோடியம் ரசக் கலவை) நேர்மின் வாயாகவும், இந்த அறையினுள் உள்ள நீரில் புகுத்தப்பட்ட அயர்ன் தண்டுகள் எதிர்மின் வாயாகவும் செயல்படுகின்றன.

மின்சாரத்தைச் செலுத்தும்போது, சோடியம் குளோரைடு மின்முற் பகுக்கப்படுகிறது. குளோரின் வாயு நேர்மின் வாயில் வெளிப்பட்டு, ஓரத்து அறைகளிலிருந்து வெளியேற்றப்படுகிறது. சோடியம் மெர்க்குரி எதிர்மின் வாயிலை அடைந்து, மெர்க்குரியுடன் ஒரு ரசக் கலவையை உண்டாக்கும். இவ்விதம் உண்டாகும் ரசக் கலவை (ஓரமைய) உயர்ந்தும் தாழ்ந்தும் சுழலும் சக்கரத்தினுல் நடு அறைக்குக் கொணரப்படுகிறது. இங்கு சோடியம் ரசக் கலவையிலிருந்து சோடியம் அயனியாக வெளிப்படுகிறது. இதே சமயம், இதற்குச் சமமான ஹைடிரஜன் இவ்வறையிலிருந்து வெளியேற்றப்படுகிறது.

$$Na \text{ (ரசக் கலவை)} \longrightarrow Na^+ + e^-$$

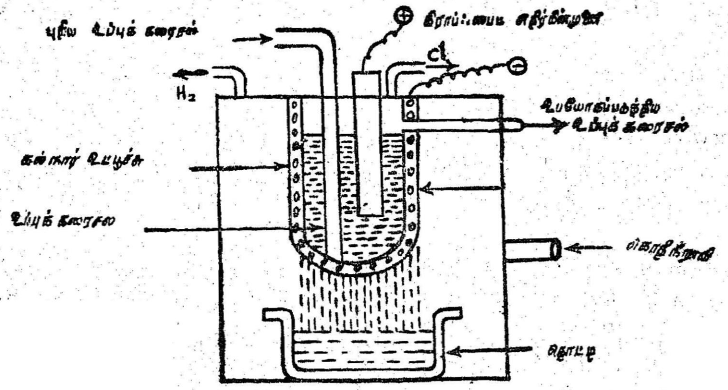
$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

$$H^+ + e^- \longrightarrow H; \quad 2H \longrightarrow H_2 \uparrow$$

சோடியம் அயனியும், ஹைடிராக்ஸைடு அயனியுமாக சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடைக் கொடுக்கின்றன

இம் முறைப்படி தயாரிக்கப்படும் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு அதிக செலவுடையதாக இருப்பினும், கிடைக்கும் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு அடர்வுள்ளதாகவும், மிகவும் தூய்மையானதாகவும் உள்ளது.

(b) **நெல்சன் மின்கலம் (Nelson cell)**: இக்கலத்தில், உட்புறம் கல்நார் பூசிய நுண்துளைகளைக்கொண்ட எஃகினு



நெல்சன் மின்கலம்

படம் 28

லாகிய சிலிண்டர் எதிர்மின் வாயாகக் கொள்ளப்படுகிறது. இந்த சிலிண்டரினுள் அடர் சோடியம் குளோரைடு கரைசல்

எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. இக்கரைசலினுள் அமிழ்ந்து உள்ள கிராஃபைட் தண்டு நேர்மின் வாயாக உள்ளது. எஃகு சிலிண்டர் எஃகுப் பாத்திரத்தில் தொங்கவிடப்பட்டுள்ளது. இப்பாத்திரத்தினுள் படத்தில் காட்டியபடி நீராவி செலுத்தப் படுகிறது. நுண்துளைகளைக் கொண்ட எஃகு சிலிண்டரின் வழியே வெளிப்படுத்தப்படும் சோடியம், நீராவியுடன் வினை பட்டு சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடையும், ஹைடிரஜனையும் வெளிப்படுத்துகிறது. பாத்திரத்தின் அடிப்பாகத்தில் சேகரிக் கப்பட்ட சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு கரைசல் நேரம் செல்லச் செல்ல குழாய் வழியே வெளியேற்றப்படுகிறது. குளோரின், ஹைடிரஜன் ஆகிய வாயுக்களை வெளியேற்றும் குழாய்கள் படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளன.

இம்முறைப்படி சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு குறைந்த செலவில் தயாரிக்கப்படுவதால், பல இடங்களில் இம்முறை கையாளப்படுகிறது.

இம்முறையில் கிடைக்கும் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடில் $NaCl$, Na_2CO_3, Na_2SO_4 ஆகிய மாசுகள் இருக்கலாம். இவற்றை நீக்க, மாசுள்ள சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு ஆல்க ஹாலில் கரைக்கப்படுகிறது. சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு தவிர மற்றவை கரையாமல், வீழ்படிவாகப் படிகின்றன. வீழ் படிவு நீக்கப்பட்டு, கரைசலை சில்வர் கலங்களில் ஆவியாக்கி, தூய சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு கட்டிகளைப் பெறுகின்றனர்.

பௌதிகப் பண்புகள்: சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு ஒரு நீர்க்கும் தன்மை பெற்ற (deliquescent), வெண்ணிற திண்மம். இது கட்டி வடிவத்திலோ, பொடியாகவோ விற்கப்படுகிறது. நீரில் வெப்பத்தை வெளியிட்டுக் கரைகிறது. இதன் நீர்க் கரைசல் வழவழப்பாயுள்ளது. ஆல்கஹாலிலும் கரைகிறது.

இதன் அடர் கரைசல் மரம், துணி, ரப்பர், தோல் ஆகிய வற்றை அரிக்கக் கூடியது. இது ஒரு சிறந்த காரம். இதன் நீர்க் கரைசல் சிவப்பு லிட்மஸை நீலமாக மாற்றுகிறது.

வேதியப் பண்புகள்: இது ஒரு காரமாகையால், அமிலங் களுடனும், அமில ஆக்ஸைடுகளுடனும் வினைபட்டு, உப்புக் களைத் தருகிறது.

$$2NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

$$NaOH + CH_3.COOH \longrightarrow CH_3.COONa + H_2O$$

$$2NaOH + SO_3 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

சிங்க், அலுமினியம் போன்ற உலோகங்களுடனும் சிலிக்கனுடனும் ஹைடிரஜனை வெளிப்படுத்துகிறது.

$$2NaOH + 2Al + H_2O \longrightarrow 2NaAlO_2 + 2H_2\uparrow$$

$$2NaOH + Si + H_2O \longrightarrow Na_2SiO_3 + 2H_2\uparrow$$

$$2NaOH + Zn \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2\uparrow$$

பாஸ்ஃபரஸுடன், பாஸ்ஃபீனைக் கொடுக்கிறது.

$$P_4 + 3H_2O + 3NaOH \longrightarrow PH_3 + 3NaH_2PO_2$$

பாஸ்ஃபீன் — சோடியம் ஹைபோ பாஸ்ஃபைட்

அம்மோனியா உப்புக்களுடன், அம்மோனியா வாயுவை வெளிப்படுத்துகிறது.

$$NH_4Cl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O + NH_3$$

குளோரினுடன் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு வினைபட்டு, கிடைக்கும் வினை பொருள்கள் வெப்பநிலையையும், காரத்தின் செறிவையும் பொருத்து அமைகிறது. நீர்த்த குளிர்ந்த சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடுடன் வினைபட்டு, சோடியம் குளோரைடு, சோடியம் ஹைபோகுளோரைட் (NaClO) ஆகியவற்றையும், சூடான அடர் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடுடன், சோடியம் குளோரைடு, சோடியம் குளோரேட் ஆகியவற்றையும் கொடுக்கிறது.

$$2NaOH + Cl_2 \longrightarrow NaCl + NaClO + H_2O$$

$$6NaOH + 3Cl_2 \longrightarrow 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$$

உலோக உப்புக் கரைசல்களுடன் வினைபட்டு, உலோக ஹைடிராக்ஸைடுகளைத் தருகிறது.

$$FeCl_3 + 3NaOH \longrightarrow Fe(OH)_3 \downarrow + 3NaCl$$

பயன்கள் : பெட்ரோலிய எண்ணெயைத் தூய்மைப் படுத்தவும், சோப்பு, கண்ணாடி, காகிதம், துணி ஆகியவை தயாரிக்கும் தொழிற்சாலைகளிலும், அலுமினியம் உலோக வியலில் பாக்ஸைட்டை மாசுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கவும், சோடியம் உலோகம் தயாரிக்கவும், சோதனைச் சாலையில் ஒரு முக்கியமான கரணியாகவும் இன்னும் பல எண்ணற்ற வழிகளிலும் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு பயன்படுகிறது.

சோடியம் கார்பனேட்டு, சலவைச் சோடா ($NaCO_3 . 10H_2O$)

1. லெப்ளாங்க் முறை (Leblanc's process) : இது பழங்கால முறையாகும். இம் முறையில் சோடியம் குளோரைடு அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வெப்பப்படுத்துகிறது. சோடியம் சல்ஃபேட்டும் ஹைட்ரஜன் குளோரைடும் கிடைக்கின்றன.

$$2NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$$

இவ்வாறு கிடைத்த சோடியம் சல்ஃபேட்டு கல்கரி சுண்ணாம்புக்கல் ($CaCO_3$) ஆகியவற்றுடன் சூடாக்கப்படுகிறது. சோடியம் சல்ஃபேட் கரியினால் சோடியம் சல்ஃபைடாகக் குறைக்கப்படுகிறது. பின் சோடியம் சல்ஃபைடு, கால்சியம் கார்பனேட்டுடன் வினைபட்டு சோடியம் கார்பனேட்டைக் கொடுக்கிறது.

$$Na_2SO_4 + 4C \longrightarrow Na_2S + 4CO$$

$$Na_2S + CaCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + CaS$$

குறைந்த கரைதிறன் பெற்ற கால்சியம் சல்ஃபைடு, கலவையிலிருந்து எளிதில் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலை காய்ச்சிக் குளிர வைத்தால், $Na_2CO_3 \, 10H_2O$ (சலவைச் சோடா) படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது.

சோடியம் குளோரைடையோ, சல்ஃபேட்டையோ நேரடியாக கால்சியம் கார்பனேட்டுடன் வினைப்படச் செய்ய இயலாது.

இந்த வினையில் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவும் கால்சியம் சல்ஃபைடும் உடன் வினை பொருளாகக் (byproduct) கிடைக்கின்றன.

இம்முறையில் விலை அதிகமான சல்ஃப்யூரிக் அமிலமும், பயன் அதிகமற்ற கால்சியம் சல்ஃபைடும் கிடைப்பதால், இம்முறை தற்காலத்தில் பயன்படுத்தப்படுவதில்லை.

2. அம்மோனியா சோடா அல்லது சால்வே முறை (Solvay process): இம்முறையே தற்காலத்தில் பெரிதும் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இம்முறையில், சோடியம் குளோரைடும், அம்மோனியம் பைகார்பனேட்டும் வினை புரிந்து, குறைந்த கரைதிறனுள்ள சோடியம் கார்பனேட்டை வீழ்படிவாக்குகிறது.

$$NaCl + NH_4HCO_3 \longrightarrow NaHCO_3 + NH_4Cl$$

சோடியம் பைகார்பனேட் வெப்பத்தாற் சிதைவுற்று சோடியம் கார்பனேட்டைக் கொடுக்கிறது.

$$2NaHCO_3 \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$$

இவ்வினைகளை நிகழ்த்தும் முறை கீழே விவரிக்கப்பட்டுள்ளது.

பூரித சோடியம் குளோரைடு கரைசலினுள் அம்மோனியாவும், சிறிது கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடும் செலுத்தப்படுகின்றன. மாசுகளாக உள்ள கால்சியம், மக்னீசியம் ஆகியவற்றின் உப்புக்கள் கார்பனேட்டுகளாக மாற்றப்பட்டு வீழ்படிவாகின்றன.

$$2NH_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow (NH_4)_2CO_3$$

$$CaCl_2 + (NH_4)_2CO_3 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + 2NH_4Cl$$

$$MgCl_2 + (NH_4)_2CO_3 \longrightarrow MgCO_3 \downarrow + 2NH_4Cl$$

இப்போது மேலேயிருக்கும் சோடியம் குளோரைடு கரைசல், கார்பனேட்டாக மாற்றும் கோபுரத்திற்கு எடுத்துச் செல்லப்படுகிறது. இக் கோபுரத்தில் நுண்துளைகளைக் கொண்ட பல தட்டுகள் ஒன்றன் மேல் ஒன்றாக பொருத்தப்பட்டுள்ளன. இங்கு சோடியம் குளோரைடு கரைசலையும் கார்பன்–டை–ஆக்ஸைடையும் முரணோட்ட முறையின்படி (counter current) ஒன்றுக்கொன்று எதிர்திசைகளில் செலுத்தி வினை நிகழச் செய்வர். அதாவது சோடியம் குளோரைடு கரைசல் மேலிருந்து கீழாக இறங்குகிறது. கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு வாயு இக்கோபுரத்தின் அடிப்பாகத்திலிருந்து மேல் நோக்கிச் சென்று கரைசலுடன் வினைப்படுகிறது. இங்கு அம்மோனியா, நீர், கார்பன்–டை–ஆக்ஸைடு ஆகியவை சேர்ந்து, அம்மோனியம் பைகார்பனேட்டைத் தருகின்றன.

$$NH_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow NH_4HCO_3$$

அம்மோனியம் பைகார்பனேட், சோடியம் குளோரைடுடன் சேர்ந்து கரையாத சோடியம் பைகார்பனேட்டைத் தருகிறது.

$$NH_4HCO_3 + NaCl \longrightarrow NH_4Cl + NaHCO_3 \downarrow$$

பால்போன்ற நீர்மம் இக்கோபுரத்திலிருந்து அகற்றப்பட்டு வெற்றிடத்தினுள் வடிகட்ட (vacuum filter) சோடியம் பைகார்பனேட்டு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

இவ்வாறு தயாரிக்கப்பட்ட சோடியம் பைகார்பனேட்டு சூடாக்கும்போது, சோடியம் கார்பனேட்டு, கார்பன்–டை–ஆக்ஸைடு மற்றும் நீராவியாகச் சிதைவடைகிறது.

$$2NaHCO_3 \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$$

இவ்வாறு கிடைக்கும் கார்பன்-டை–ஆக்ஸைடு மறுபடியும் மேலே கூறியவாறு பயன்படுத்தப்படுகிறது.

இவ் வினைக்குத் தேவைப்படும் கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு கால்சியம் கார்பனேட்டை (சுண்ணாம்புக்கல்) சூடுபடுத்துவதால் கிடைக்கிறது.

$$CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2 \uparrow$$

இவ் வினையில் கிடைத்த கால்சியம் ஆக்ஸைடு, நீரில் கரைக்கப்பட்டு, கால்சியம் ஹைடிராக்ஸைடாக மாற்றப்படுகிறது.

இதிலுள்ள அம்மோனியம் குளோரைடு மூலக் கரைசல் (சிறிதளவு அம்மோனியம் பைகார்பனேட்டு பெற்றது), அம்மோனியா திரும்பப் பெரும் கோபுரத்தில் (ammonia recovery tower) கால்சியம் ஹைடிராக்ஸைடுடனும், நீராவியுடனும் சேர்க்கப்படுகிறது. அம்மோனியா வாயு வெளிப்படுகிறது.

$$NH_4HCO_3 \longrightarrow NH_3 + H_2O + CO_2$$

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2NH_3 + CaCl_2 + 2H_2O$$

எனவே, இம்முறைப்படி சோடியம் கார்பனேட்டு தயாரிக்கத் தேவையானவை எளிதில் கிடைக்கும் சோடியம் குளோரைடும், சுண்ணும்புக் கல்லுமே.

சால்வே முறைப்படி தயாரிக்கும் சோடியம் கார்பனேட்டு தூயதாகவும், குறைந்த செலவிலும் கிடைக்கிறது. மேலும் இம்முறையில் சோடியம் பைகார்பனேட்டும் கிடைக்கிறது.

3. மின் பகுப்பு முறை : மின்சாரம் மலிவாகக் கிடைக்கும் இடங்களில் இம்முறை கையாளப்படுகிறது. சோடியம் குளோரைடு கரைசல் மின்பகுக்கப்படும்போது சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு உண்டாவது முன்னமேயே கண்டோம். இவ்வாறு கிடைக்கும் காரக் கரைசல் அதிக அழுத்தத்துடன் முரணோட்ட முறையில் கார்பன்–டை–ஆக்ஸைடுடன் வினைபட்டு, சோடியம் பைகார்பனேட்டைக் கொடுக்கிறது.

$$NaOH + CO_2 \longrightarrow NaHCO_3$$

இங்ஙனம் கிடைத்த பைகார்பனேட்டு மேலே கூறியது போல் சூடுபடுத்தப்பட்டு, கார்பனேட்டாக மாற்றப்படுகிறது.

பண்புகள் : இச்சேர்மம் வெண்ணிற, படிகவடிவுடைய திண்மம். இதன் டெகா ஹைடிரேட்டு ($Na_2CO_3.10H_2O$) சலவைச் சோடா என்னும் பெயரில் விற்கப்படுகிறது. இப் பொருள் தூள் பூக்கும் தன்மையது. நீரற்ற சோடியம் கார்பனேட்டு சோடாச் சாம்பல் (soda ash) எனப்படுகிறது.

இவை தவிர இச்சேர்மத்தின் மானோ ஹைட்ரேட்டும் ($Na_2CO_3.H_2O$ — 37·5°Cக்கு மேல் நிலையானது), ஹெப்டா ஹைட்ரேட்டும் ($Na_2CO_3.7H_2O$ — 30°C முதல் 37·5°C வரை நிலையானது) உள்ளன.

சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசல் கார்பன்-டை-ஆக்சைடுடன் வினைபுரிந்து, குறைந்த கரைதிறனைப் பெற்ற பைகார்பனேட்டை வீழ்படிவாக்குகிறது.

$$Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow 2NaHCO_3\downarrow$$

நீர்த்த அமிலங்களுடன், கார்பன்-டை-ஆக்சைடு வாயுவை வெளியேற்றுகிறது.

$$Na_2CO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2O$$

$$Na_2CO_3 + 2HNO_3 \longrightarrow 2NaNO_3 + CO_2 + H_2O$$

நீரில் கரையா உலோக கார்பனேட்டுகளை, இச்சேர்மத்தின் கரைசல் வீழ்படிவாக்குகிறது.

$$BaCl_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow BaCO_3\downarrow + 2NaCl$$

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + 2NaCl$$

$$MgSO_4 + Na_2CO_3 \longrightarrow MgCO_3\downarrow + Na_2SO_4$$

பயன்கள்: சோடியம் ஹைடிராக்சைடு, கண்ணாடி, சோப்பு ஆகியவை தயாரிக்கும் தொழிற்சாலைகளிலும், பெட்ரோலியத்தை தூய்மைப்படுத்தவும், காகிதம், பெயின்ட், நெசவு ஆகிய தொழிற்சாலைகளிலும், நீரைத் தூய்மைப்படுத்தவும், ஆய்வுக்கூடத்தில் சிறந்த கரணியாகவும், சோடியம் கார்பனேட்டு உபயோகப்படுகிறது.

சோடியம் பைகார்பனேட்டு, ரொட்டி உப்பு அல்லது சமையல் சோடா (Sodium bicarbonate, baking soda, $NaHCO_3$): இச்சேர்மம் சால்வே முறையில் தயாரிக்கப்படுவதை மேலே கண்டோம். சோடியம் ஹைடிராக்சைடு அல்லது சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலினுள் கார்பன்-டை-ஆக்சைடைச் செலுத்துவதன் மூலமும், இச்சேர்மத்தை அடையலாம். இவ்வினைகளில் சோடியம் பைகார்பனேட்டு வீழ்படிவாகிறது.

$$2NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

$$Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow 2NaHCO_3$$

பண்புகள்: இது வெண்ணிறத் திண்மம். நீரில் குறைவாகவே கரைகிறது (கரைதிறன் = 8·2, 10°C வெப்பநிலையில்). இதன் நீர்க்கரைசல் கார குணமுடையது.

100°Cக்கு அதிகமாக சூடுபடுத்தினால், சோடியம் கார்பனேட்டாகச் சிதைவடைகிறது.

$$2NaHCO_3 \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$$

சோதனைச் சாலையில் நீரற்ற சோடியம் கார்பனேட்டைப் (சோடா சாம்பல்) பெற இவ்வினையைப் பயன்படுத்துகிறோம்.

அமிலங்களுடன் கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடை வெளியேற்றுகிறது.

$$NaHCO_3 + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O + CO_2$$

இச் சேர்மத்தின் நீர்க்கரைசல் 100°Cக்குமேல் சோடியம் செக்ஸ்வி கார்பனேட்டாக ($Na_2CO_3.NaHCO_3.2H_2O$) வீழ்படிவாகிறது.

பயன்கள்: கால்சியம் பாஸ்ஃபேட், பொட்டாசியம் ஹைடிரஜன் டார்ட்ரேட் ஆகியவற்றுடன் சோடியம் கார்பனேட்டைக் கலந்து, சமையல் சோடா (baking powder) என்னும் பெயரில் விற்கின்றனர். இப்பொடி வெப்பப்படுத்தும்போது கார்பன்–டை-ஆக்ஸைடை வெளிப்படுத்துகிறது. இவ்வினையினால் ரொட்டி போன்றவை மிருதுவாக்கப்படுகின்றன. இதனாலேயே சோடியம் பைகார்பனேட்டு 'ரொட்டி உப்பு' என்றும் அழைக்கப்படுகிறது.

மற்றும் தீயணைப்பான்களிலும், பானங்கள் தயாரிக்கவும், மருத்துவத்தில் வயிற்றிலுள்ள அமிலத்தன்மையை நீக்கவும், சோடியம் பைகார்பனேட்டு பயன்படுகிறது.

சோடியம் சல்ஃபேட்டு, கிளாபர் உப்பு (Sodium sulphate, Glauber's salt, $Na_2SO_4.10H_2O$)**:** சோடியம் குளோரைடு கரைசலுடன், அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்து, வெப்பப்

படுத்தி, அடர்ப்பித்துக் குளிரச் செய்யும்போது இவ்வுப்பு உண்டாகிறது.

$$2NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$$

இச் சேர்மம் கண்ணாடித் தொழிற்சாலைகளிலும், காகிதத் தொழிற்சாலைகளிலும், சோடியம் சல்ஃபைடு போன்ற சேர்மங்கள் தயாரிக்கவும், மருத்துவத்தில் மலமிளக்கியாகவும் (laxative) பயன்படுகிறது.

சோடியம் நைட்ரேட்டு ($NaNO_3$)**:** சிலி என்னுமிடத்தில் பூமிக்கடியில் அதிக அளவில் இவ்வுப்பு கிடைக்கிறது. பூமியிலிருந்து வெட்டியெடுக்கப்படும் இவ்வுப்பு சூடான நீருடன் சேர்க்கப்படுகிறது. சோடியம் நைட்ரேட், குளோரைடு மற்றும் அயோடேட் தவிர சிலிக்கா முதலிய மற்ற மாசுகள் கரையாமல் தங்குகின்றன. இவை வடிக்கப்பட்டு நீக்கப்படுகின்றன. பின் கரைசலை அடர்ப்பித்து குளிரச் செய்யும்போது, முதலில் சோடியம் நைட்ரேட் படிகமாகிறது. மற்ற இரு சேர்மங்களான சோடியம் குளோரைடு மற்றும் அயோடேட் கரைசலில் எஞ்சி நிற்கும்.

சோடியம் நைட்ரேட் நீரிலும், ஆல்கஹாலிலும் கரைகிறது. இதை வெப்பப்படுத்தும்போது, நைட்ரைட்டாகவும், ஆக்ஸிஜனாகவும் சிதைவடைகிறது.

$$2NaNO_3 \longrightarrow 2NaNO_2 + O_2$$

பொட்டாசியம் குளோரைடுடன் இரட்டைச் சிதைவு வினையில் ஈடுபடுகிறது.

$$NaNO_3 + KCl \rightleftharpoons NaCl + KNO_3$$

இவ் வினை பொட்டாசியம் நைட்ரேட் தயாரிக்கப் பயனாகிறது.

பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டு, சோடியம் நைட்ரைட்டு ஆகிய பொருள்களைத் தயாரிக்கவும், வெடிமருந்து தொழிற்சாலையிலும், உரமாகவும், நைட்ரிக் அமிலம் தயாரிக்கவும் சோடியம் நைட்ரேட்டு பயன்படுகிறது.

சோடியம் பாஸ்ஃபேட்டுகள் : சோடியம் மூன்று பாஸ்ஃபேட்டுகளைத் தருகிறது.

(1) NaH_2PO_4 — சோடியம் டை–ஹைடிரஜன் பாஸ்ஃபேட்டு

(2) Na_2HPO_4 — டைசோடியம் ஹைடிரஜன் பாஸ்ஃபேட்டு

(3) Na_3PO_4 — ட்ரைசோடியம் பாஸ்ஃபேட்டு

சோடியம் டை-ஹைடிரஜன் பாஸ்ஃபேட்டு (NaH_2PO_4) : டைசோடியம் ஹைடிரஜன் பாஸ்ஃபேட்டையும், பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தையும் சம கிராம் மூலக்கூறு எடை அளவில் கலந்தால், இவ்வுப்பு கிடைக்கிறது.

$$Na_2HPO_4 + H_3PO_4 \longrightarrow 2NaH_2PO_4$$

இச் சேர்மம் நீரில் கரைகிறது. இதன் நீர்க்கரைசல் அமிலத்தன்மையுடையது. இதைச் சூடுபடுத்தும்போது, சோடியம் மெட்டா பாஸ்ஃபேட் கிடைக்கும்.

$$NaH_2PO_4 \xrightarrow{\Delta} NaPO_3 + H_2O$$

டைசோடியம் ஹைடிரஜன் பாஸ்ஃபேட் (Na_2HPO_4) : பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தை சோடியம் கார்பனேட்டு அல்லது சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு சேர்த்து, நடுநிலையாக்கும்போது உண்டாகிறது.

$$H_3PO_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2HPO_4 + 2H_2O$$

இது நீரில் கரையும் வெண்ணிறத் திண்மம். காற்றில் நீர்க்கும் தன்மையது. சூடுபடுத்தும்போது, பைரோபாஸ்ஃபேட்டாக மாறுகிறது.

$$2Na_2HPO_4 \xrightarrow{\Delta} Na_4P_2O_7 + H_2O$$

அம்மோனியம் குளோரைடு-அம்மோனியம் ஹைடிராக்ஸைடு கலந்த மக்னீசியம் உப்புக் கரைசலுடன் இச் சேர்மக் கரைசலைச் சேர்த்தால், வெண்ணிற மக்னீசியம் அம்மோனியம் பாஸ்ஃபேட்டு வீழ்படிவாகிறது. இவ்வினை மக்னீசியத்தைக் கண்டறியவோ, பாஸ்ஃபேட்டைக் கண்டறியவோ பண்பறி பகுப்பு முறையில் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

மருத்துவத் துறையிலும், நீரின் கடினத் தன்மையை நீக்கவும், ஆய்வு கூடத்தில் ஒரு சிறந்த கரணியாகவும் (reagent) இது பயன்படுகிறது.

ட்ரைசோடியம் பாஸ்ஃபேட்டு (Na_3PO_4) : டைசோடியம் ஹைடிரஜன் பாஸ்ஃபேட்டை, சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடுடன் சேர்த்து சூடாக்கி, பின் கிடைக்கும் கரைசலை அடர்ப்பிக்கும்போது, ட்ரைசோடியம் பாஸ்ஃபேட் வெண்ணிறப் படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது.

$$Na_2HPO_4 + NaOH \longrightarrow Na_3PO_4 + H_2O$$

இது நீரில் கரையும் திண்மம். நீரை தூய்மைப்படுத்த இது பயன்படுத்தப்படுகிறது.

சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டு, ஹைபோ ($Na_2S_2O_3.5H_2O$): சோடியம் சல்ஃபைட்டுக் கரைசலை, சல்ஃபுருடன் சேர்த்து, கொதிக்க வைத்து குளிரச் செய்யும்போது, சோடியம் தயோ சல்ஃபேட்டு உண்டாகிறது.

$$Na_2SO_3 + S \longrightarrow Na_2S_2O_3$$

வினைப்படாத சல்ஃபர் வடிகட்டி பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. பின் கரைசல் அடர்ப்பிக்கப்படும்போது, ஹைபோ ($Na_2S_2O_3.5H_2O$) படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது.

சோடியம் தயோசல்ஃபேட் நிறமற்ற படிகங்களாகும். நீரில் எளிதில் கரைகிறது.

இதைச் சூடுபடுத்தும்போது முதலில் அது தன் படிக நீரை இழக்கிறது; பின் சோடியம் சல்ஃபேட், சல்ஃபைட் மற்றும் சல்ஃபர் ஆக சிதைவுறுகிறது.

$$Na_2S_2O_3.5H_2O \longrightarrow Na_2S_2O_3 + 5H_2O$$

$$4Na_2S_2O_3 \longrightarrow 3Na_2SO_4 + Na_2S + 4S$$

நீர்த்த அமிலங்களுடன், சல்ஃபர்–டை–ஆக்ஸைடை வெளிப்படுத்துகிறது. சல்ஃபர் வீழ்படிவாகிறது.

$$Na_2S_2O_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O + SO_2\uparrow + S\downarrow$$

சில்வர் நைட்ரேட் கரைசலுடன் முதலில் வெண்ணிற சில்வர் தயோசல்ஃபேட்டு வீழ்படிவைக் கொடுக்கிறது. பின் இச் சேர்மம் மஞ்சள், பழுப்பு நிறங்களாக மாறி கடைசியில் கருப்பு நிற சில்வர் சல்ஃபைடைக் கொடுக்கிறது.

$$Na_2S_2O_3 + 2AgNO_3 \longrightarrow Ag_2S_2O_3 \downarrow + 2NaNO_3$$

$$2Ag_2S_2O_3 \longrightarrow 2Ag_2S + 2SO_2 + O_2$$

இச் சேர்மம் ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜன் குறைப்பான். அயோடினை ஒடுக்கி, நிறமற்றதாக ஆக்குகிறது.

$$2Na_2S_2O_3 + I_2 \longrightarrow 2NaI + Na_2S_4O_6$$

சோடியம்
டெட்ரா
தயோனேட்

புரோமினையும், குளோரினையும் ஹைடிரஜன் ஹாலைடு களாக ஒடுக்குகிறது.

$$Na_2S_2O_3 + X_2 + H_2O \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HX + S \downarrow$$

இங்கு X = Cl அல்லது Br.

இச் சேர்மம் புகைப்படத் தொழிலில் ஹைபோ என்னும் பெயரில் பயன்படுத்தப்படுகிறது. மற்றும் குளோரினால் வெளுக்கப்பட்ட பொருள்களிலிருந்து குளோரினை நீக்கவும், பருமனறி பகுப்பு முறையில் காப்பர், அயோடின் ஆகிய வற்றை அளவிடவும், துணியிலிருந்து சில்வர் உப்பு, அயோடின் ஆகியவைகளால் உண்டான கரையை நீக்கவும், கோல்ட், சில்வர் ஆகிய உலோகங்களைப் பிரித்தெடுக்கவும் சோடியம் தயோசல்ஃபேட் உபயோகப்படுகிறது.

மைக்ரோ காஸ்மிக் உப்பு (Micro cosmic salt, $Na(NH_4)HPO_4.H_2O$) : அம்மோனியம் குளோரைடையும், Na_2HPO_4-ஐயும் சேர்த்து நீரில் கரைத்து சூடாக்கிப் பின் குளிர வைக்கும் பொழுது இச் சேர்மம் உண்டாகிறது.

$$NH_4Cl + Na_2HPO_4 \longrightarrow NaNH_4HPO_4 + NaCl$$

நீரில் இதன் கரைதிறன் குறைவாக உள்ளது. வெப்பப் படுத்தும்போது சோடியம் மெட்டா பாஸ்ஃபேட்டையும், அம்மோனியாவையும் கொடுக்கிறது.

$$NaNH_4HPO_4 \xrightarrow{\Delta} NaPO_3 + H_2O + NH_3$$

சோடியம் நைட்ரைட்டு, $NaNO_2$**:** சோடியம் நைட்ரேட்டை லெட்டுடன் சேர்த்து, இரும்புத் தட்டுகளில் 400°Cக்குச் சூடுபடுத்தும்போது, சோடியம் நைட்ரைட்டு உண்டாகிறது.

$$NaNO_3 + Pb \longrightarrow NaNO_2 + PbO$$

சோடியம் நைட்ரைட்டை வியாபார முறையில் தயாரிக்க, கார்பனும் கால்சியம் ஹைடிராக்ஸைடும் பயன்படுத்தப் படுகிறது.

$$2NaNO_3 + C + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2NaNO_2 + CaCO_3 + H_2O$$

இச்சேர்மம் ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜன் குறைப்பான். நைட்ரஸ் அமிலம் தயாரிக்க இது பயன்படுகிறது.

சோடியம் சயனைடு, $NaCN$**:** சோடமைடு ($NaNH_2$) கரியுடன் சேர்க்கப்பட்டு, அதிக வெப்பநிலைக்கு சூடுபடுத்தப்படுகிறது. அப்பொழுது சோடியம் சயனைடு உண்டாகிறது.

$$NaNH_2 + C \longrightarrow NaCN + H_2 \uparrow$$

இது நீரில் கரையும். அதிக நச்சுத் தன்மையுடைய பொருள். உலோக ஆக்ஸைடுகளை உலோகங்களாக ஒடுக்குகிறது.

$$NaCN + PbO \longrightarrow NaCNO + Pb$$

வெள்ளி, தங்கம் ஆகியவற்றின் உலோகவியலிலும், பல கரிமச் சேர்மங்களைத் தயாரிக்கவும், மின்முலாம் பூசவும் இச் சேர்மம் பயன்படுகிறது.

பொட்டாசியம் (Potassium)

1807-ஆம் ஆண்டு டேவி என்பவர் பொட்டாசியத்தை முதன் முதலில் பிரித்தெடுத்தார். பொட்டாசியம் மிக வீரியமிக்க உலோகமாகையால் பூமியில் தனிம நிலையில் கிடைப்பதில்லை. ஆனால் இதன் சேர்மங்கள் இயற்கையில் பரவலாகக் காணப்படுகின்றன.

கிடைக்கும் விதம்: இயற்கையில் கிடைக்கும் பொட்டாசியத்தின் சேர்மங்களாவன;

கார்னல்லைட் (Carnallite) : $KCl.MgCl_2.6H_2O$

பாலிஹாலைட் (Polyhalite) : $K_2SO_4.MgSO_4.2CaSO_4.2H_2O$

கைனைட் (Kainite) : $KCl.MgSO_4.3H_2O$

சில்வின் (Sylvine) : KCl

ஃபெல்ஸ்பார் (Feldspar) : $K_2O.Al_2O_3.6SiO_2$

பிரித்தெடுக்கும் முறை : சோடியத்தைப் பிரித்தெடுக்கும் முறைபோல், பொட்டாசியத்தை பொட்டாசியம் ஹைடிராக்சைடை உருக்கி மின்னாற் பகுப்பதனால் பெற முடியாது. ஏனெனில் பொட்டாசியம் உருகிய பொட்டாசியம் ஹைடிராக்ஸைடில் கரைகிறது. எனவே, பொட்டாசியத்தை சிக்கனமாக பிரித்தெடுத்தல் கடினமாகிறது.

மாறாக, சோடியத்தைப்போல, உருகிய பொட்டாசியம் குளோரைடை மின்னாற் பகுத்து, பொட்டாசியம் தயாரிக்கப் படுகிறது. சோடியம் தயாரிப்பது போலவே, பொட்டாசியம் குளோரைடின் உருகுநிலையைக் குறைக்க பொட்டாசியம் ஃபுளூரைடு சிறிதளவு சேர்க்கப்படுகிறது.

மற்றொரு முறையில் பொட்டாசியம் கார்பனேட்டு கார்பனால் ஒடுக்கப்படுகிறது. பொட்டாசியம் கார்பனேட்டு கார்பனுடன் சேர்க்கப்பட்டு, இரும்பினாலான வாலைகளில் சூடுபடுத்தப்படுகிறது. வெளிவரும் பொட்டாசிய ஆவியை குளிர வைத்து பொட்டாசியத்தைச் சேகரிக்கலாம்.

$$K_2CO_3 + 2C \longrightarrow 2K + 3CO\uparrow$$

மற்றொரு முறையில் உருகிய பொட்டாசியம் குளோரைடு சோடியத்துடன் 900°C வெப்பநிலையில் வினைக்குட்படுத்தப் படுகிறது. கிடைக்கும் பொட்டாசியம் ஆவியைக் குளிரச் செய்கின்றனர்.

$$KCl + Na \longrightarrow NaCl + K$$

இவ்வாறு சுமாராக 99% தூய பொட்டாசியத்தைத் தயாரிக்கலாம்.

பண்புகள் : சோடியத்தைவிட லேசான வெண்ணிறத் திண்மம் பொட்டாசியம், சோடியத்தைவிட அதிக வீரியத்

தன்மை பெற்றது. சான்ருக, பொட்டாசியத்தை நீருடன் சேர்க்கும்போது, இவ்வுலோகம் வீரியத்துடன் வினைப்படுகிறது. இவ்வினையில் வெளிவரும் ஹைடிரஜன் வாயு தீப்பற்றி, கருநீல (lilac) சுவாலையுடன் எரிகிறது.

$$2K + 2H_2O \longrightarrow 2KOH + H_2\uparrow$$

பொட்டாசியத்தின் உருகுநிலை —62·3°C. முதல் தொகுதியில் அணு எடை எண் அதிகமாகும்போது, தனிமங்களின் உருகுநிலை குறைகிறது.

குறைந்த அளவு ஆக்ஸிஜனுடன் வெப்பப்படுத்தும்போது மோனுக்ஸைடும், மிகை அளவு ஆக்ஸிஜனுடன் பெராக்ஸைடும் உண்டாகிறது.

ஹைடிரஜனுடன், பொட்டாசியம் ஹைடிரைடு கிடைக்கிறது.

$$2K + H_2 \longrightarrow 2KH$$

ஹாலஜன்களில் இவ்வுலோகம் தீப்பற்றி எரிந்து, பொட்டாசியம் ஹாலைடுகள் கிடைக்கின்றன.

$$2K + X_2 = 2KX$$

தாவரங்கள் சோடியம் அயனியைவிட பொட்டாசியம் அயனிகளை எளிதில் உட்கொள்ளுகின்றன. இக்காரணம் பற்றியே, பல பொட்டாசியம் உப்புக்கள் சிறந்த எருக்களாக பயன்படுத்தப்படுகின்றன. உ-ம். KCl, K_2SO_4.

பயன்கள் : சோடியம்—பொட்டாசியம் உலோகக் கலவை ஒரு திரவமாகும். இத்திரவம் வெப்பமானிகளிலும், வெப்பத்தை வெளியேற்றும் திரவமாகவும் பயன்படுகிறது. மற்றும், KO_2 தயாரிக்கவும், பருமனறி பகுப்பு முறையிலும் பயன்படும், பொட்டாசியம் மெட்டா பெர்அயோடேட் தயாரிக்கவும் இவ்வுலோகம் உபயோகப்படுகிறது.

பொட்டாசியத்தின் சேர்மங்கள்

பொட்டாசியம் ஆக்ஸைடு, K_2O **:** பொட்டாசியம் பெராக்ஸைடை பொட்டாசியத்துடன் சூடுபடுத்துவதனுலோ,

அல்லது பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டை பொட்டாசியத்துடன் சூடுபடுத்துவதனாலோ இச் சேர்மம் கிடைக்கிறது.

$$KO_2 + 3K \longrightarrow 2K_2O$$

$$2KNO_3 + 10K \longrightarrow 6K_2O + N_2$$

இது ஒரு மஞ்சள் நிறத் திண்மம். நீருடன் வினைபட்டு பொட்டாசியம் ஹைடிராக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$K_2O + H_2O \longrightarrow 2KOH$$

பொட்டாசியம் சூப்பர் ஆக்ஸைடு, KO_2 : பொட்டாசிய உலோகத்தை மிகை அளவு ஆக்ஸிஜனில் எரிப்பதாலோ, பொட்டாசியத்தின் நீர்ம அம்மோனியாக் கரைசல் மூலம் அதிக நேரம் ஆக்ஸிஜனைச் செலுத்திக் கொண்டிருப்பதாலோ இச் சேர்மம் உண்டாகிறது.

$$K + O_2 \longrightarrow KO_2$$

இச்சேர்மம் ஆரஞ்சு நிறம் கலந்த மஞ்சள் நிறமாகத் தோன்றும். சூடுபடுத்தும்போது சிதைவுறாமல் உருகி, கருப்பு நிற எண்ணெய் போன்ற நீர்மத்தைக் கொடுக்கிறது.

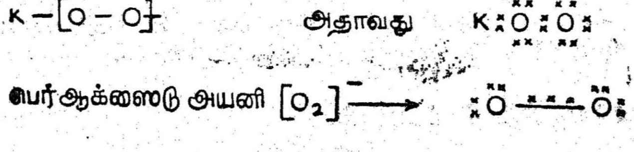
நீருடன் வினைபட்டு இச்சேர்மம், பொட்டாசியம் ஹைடிராக்ஸைடு, ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு மற்றும் ஆக்ஸிஜன் ஆகியவற்றைக் கொடுக்கிறது.

$$2KO_2 + 2H_2O \longrightarrow 2KOH + H_2O_2 + O_2$$

கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடுடன் வினைபட்டு ஆக்ஸிஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$4KO_2 + 2CO_2 \longrightarrow 2K_2CO_3 + 3O_2$$

இச்சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடு K_2O_4 என தவறாகக் கொடுக்கப்பட்டிருந்தது. ஆனால் இதன் பாரா காந்தப் பண்பு இணையா ஒற்றை (unpaired) எலெக்ட்ரானைப் பெற்றிருப்பதைக் காட்டுகிறது. இதனால் இச்சேர்மத்தில் O_2^- அயனி இருக்க வேண்டும் என அறியப்படுகிறது.



KO_2-ன் படிக உள்ளமைப்பு CaC_2-ன் உள்ளமைப்புடன் ஒத்திருப்பதாகக் கண்டறியப்பட்டுள்ளது.

இச்சேர்மம் வாயு முகக்காப்பு (gas masks) சாதனங்களில் பயனாகிறது. ஏனெனில், வெளிவிடும் மூச்சுக் காற்றிலுள்ள CO_2, H_2O ஆகியவற்றுடன் வினைபட்டு, ஆக்ஸிஜனை வெளியேற்றுகிறது.

பொட்டாசியம் ஹைடிராக்ஸைடு, KOH: சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடைப்போலவே, பொட்டாசியம் ஹைடிராக்ஸைடும் தயாரிக்கப்படுகிறது. பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைசல் மின்னாற் பகுக்கப்படும்போது, வெளிவரும் பொட்டாசியம் நீருடன் வினைபட்டு பொட்டாசியம் ஹைடிராக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

இது ஒரு வெண்ணிறத் திண்மம். NaOH-ஐப் போலவே அரிக்கும் தன்மை பெற்றது. சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடை விட நீரில் அதிக அளவு கரைகிறது. ஆல்கஹாலிலும் எளிதில் கரைகிறது.

கரிம வேதியியலில், இதன் ஆல்கஹால் கரைசல் ஒரு சிறந்த கரணியாகப் பயன்படுகிறது. CO_2-ஐ உறிஞ்ச இதன் நீர்க்கரைசல் பயன்படுத்தப்படுகிறது. K_2CO_3 நீரில் அதிக கரைதிறனைப் பெற்றுள்ளதாலும், எளிதில் படிகங்களாக மாறி குழாய்களை அடைத்துக் கொள்வதில்லையாதலினாலும், NaOH-ஐவிட இது சிறந்த கரணியாகக் கருதப்படுகிறது. மற்றும் மென்மையான சோப்புகள் (soft soap) தயாரிக்கவும் இது பயன்படுகிறது.

பொட்டாசியம் குளோரைடு, KCl: பெரும்பாலான பொட்டாசியத்தின் சேர்மங்கள், KCl-லிருந்தே தயாரிக்கப்படுகின்றன. பொட்டாசியம் கார்னலைட்டிலிருந்தே ($KCl. MgCl_2. 6H_2O$) பெருமளவில் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இயற்கையில் கிடைக்கும் இக் கனிமத்துடன், சோடியம் குளோரைடு, மக்னீசியம் சல்ஃபேட் போன்ற மாசுகளும் கூடவே இருக்கின்றன. மாசுள்ள கார்னலைட், 20% சூடான மக்னீசியம் குளோரைடு கரைசலுடன் சேர்க்கப்படுகிறது. மாசுகளான NaCl-ம் $MgSO_4$-ம் இக் கரைசலில் கரைவதில்லையாதலின், அவை வடிகட்டிப் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன. கார்னலைட் வடிகட்டப்பட்ட கரைசலில் கரைந்துள்ளது. சூடான இக் கரைசல் குளிரும்போது, KCl படிகங்களாகப் பிரிகிறது. இது பின் வடிகட்டப்படுகிறது. இப்போது மேலே சொல்லப்பட்ட மூலக் கரைசல் (mother liquor) மக்னீசியம் குளோரைடைப் பெற்

றுள்ளதால், மேலே கூறியவாறு மேலும் பொட்டாசியம் குளோரைடைப் பிரித்தெடுக்க பயன்படுத்தப்படுகிறது.

பொட்டாசியம் குளோரைடு உரமாக விவசாயத்திற்குப் பயன்படுகிறது.

பொட்டாசியம் கார்பனேட்டு K_2CO_3 : சால்வே முறைப்படி பொட்டாசியம் கார்பனேட்டைத் தயாரிக்க முடியாது. ஏனெனில், $NaHCO_3$-ஐப் போலன்றி $KHCO_3$ நீரில் கரையக் கூடியதாகும்.

பொட்டாசியம் ஹைடிராக்ஸைடு கரைசலினுள் கார்பன்–டை-ஆக்ஸைடு வாயுவைச் செலுத்துவதால், பொட்டாசியம் கார்பனேட்டு உண்டாகிறது.

$$2KOH + CO_2 \rightarrow K_2CO_3 + H_2O$$

மக்னீசியா முறைப்படி (magnesia process), குளிர்ந்த அடர் பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைசலுடன், நீரேறிய மக்னீசியம் கார்பனேட், $MgCO_3.3H_2O$, சேர்க்கப்படுகிறது. பின் கரைசலினுள் கார்பன்-டை–ஆக்ஸைடு செலுத்தப்படுகிறது. இதனுல் மக்னீசியம் பொட்டாசியம் ஹைடிரஜன் கார்பனேட்டு ($KHCO_3.MgCO_3.4H_2O$) என்னும் வீழ்படிவு கிடைக்கிறது.

$$2KCl + 3MgCO_3 + 9H_2O + CO_2 \longrightarrow 2[KHCO_3.MgCO_3.4H_2O] + MgCl_2$$

இவ்வுப்பு வடிகட்டப்பட்டு, நீருடன் சேர்த்து சூடுபடுத்தப்படுகிறது. அப்போது கரையாத மக்னீசியம் கார்பனேட்டும், கரையும் பொட்டாசியம் கார்பனேட்டும், கார்பன்–டை–ஆக்ஸைடும் உண்டாகிறது.

$$2[MgCO_3.KHCO_3.4H_2O] \longrightarrow K_2CO_3 + 2MgCO_3 \downarrow + CO_2 + 9H_2O$$

மக்னீசியம் கார்பனேட்டும், கார்பன்–டை–ஆக்ஸைடும் மறுபடியும் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. பொட்டாசியம் கார்பனேட்டை அதன் கரைசலை அடர்ப்பித்துப் பெறலாம்.

பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டிலிருந்தும் இச்சேர்மத்தைப் பெறலாம். பொட்டாசியம் நைட்ரேட்—கரி கலவை சூடேற்றப்

படுகிறது. இவை வீரியத்துடன் வினைபட்டு, பொட்டாசியம் கார்பனேட்டு, நைட்ரஜன், கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு ஆகியவற்றைக் கொடுக்கிறது.

$$4KNO_3 + 5C \longrightarrow 2K_2CO_3 + 2N_2 + 3CO_2$$

கரையாத பொருள்கள் வடிகட்டப்பட்டவுடன், கரைசல் அடர்ப்பிக்கப்பட்டு, நைட்ரேட் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

பண்புகள்: இது ஒரு வெண்ணிற, நீர்க்கும் தன்மையுடைய (deliquescent) பொருள். நீரில் அதிக அளவு கரைகிறது. சோடியம் கார்பனேட்டுடன் சேர்த்தால் இதன் உருகுநிலை குறையும். ஆகவே, உருகுக் கலவையாகப் (fusion mixture) பயன்படுத்துகின்றனர்.

மிருதுவான சோப்பு, கடினக் கண்ணாடி, பல பொட்டாசியம் சேர்மங்கள் ஆகியவை தயாரிக்க இச்சேர்மம் பயனாகிறது.

பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டு, K_2SO_4: பொட்டாசியம் குளோரைடு அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டைக் கொடுக்கிறது.

$$2KCl + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2HCl$$

பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டு வெண்ணிறப் படிகம். சோடியம் சல்ஃபேட்டைப்போல் இது படிக நீரைப் பெற்றிருப்பதில்லை. நீரில் குறைந்த அளவே கரைகிறது.

ஆலம் தயாரிக்கவும், உரமாகவும் பொட்டாசியம் சல்ஃபேட் பயன்படுகிறது.

பொட்டாசியம் சயனைடு, KCN: பொட்டாசியம் கார்பனேட்—கார்பன் கலவை சூடுபடுத்தப்பட்டு, அதன்மேல் அம்மோனியா வாயு செலுத்தப்படுகிறது. இவ்வினையில் பொட்டாசியம் சயனைடு உண்டாகிறது.

$$K_2CO_3 + C + 2NH_3 \longrightarrow 2KCN + 3H_2O$$

பொட்டாசியம் ஃபெர்ரோ சயனைடை பொட்டாசியம் அல்லது சோடியம் உலோகத்துடன் சூடு செய்யும்போது, KCN கிடைக்கிறது.

$$K_4Fe(CN)_6 + 2K \longrightarrow 6KCN + Fe$$

$$K_4Fe(CN)_6 + 2Na \longrightarrow 4KCN + 2NaCN + Fe$$

இது ஒரு வெண்ணிறப் பொருள். அதிக நச்சுத் தன்மை வாய்ந்தது. இதன் உருகுநிலை—634·5°C

இது நீருடன் வினைபட்டு ஹைடிரஜன் சயனைடைக் கொடுக்கிறது.

$$KCN + H_2O \longrightarrow KOH + HCN$$

காப்பர் (II) சல்ஃபேட்டுடன் KCN-ஐச் சேர்த்தால், முதலில் காப்பர் (II) சயனைடு கிடைக்கிறது. இச்சேர்மம் சிதைவடைந்து காப்பர் (I) சயனைடையும், சயனோஜனையும் கொடுக்கிறது.

$$CuSO_4 + 2KCN \longrightarrow Cu(CN)_2 + K_2SO_4$$

$$2Cu(CN)_2 \longrightarrow Cu_2(CN)_2 + (CN)_2$$

குப்ரஸ் சயனைடு அதிக அளவு KCN-ல் கரைந்து நிறமற்ற குப்ரோ சயனைடு கரைசலைத் தருகிறது.

$$Cu_2(CN)_2 + 6KCN \longrightarrow 2K_3Cu(CN)_4$$

$$K_3Cu(CN)_4 \rightleftharpoons 3K^+ + Cu(Cn)_4^{3-}$$

குப்ரோ சயனைடு அயனி எளிதில் அயனியுறுவதில்லையாதலால் ஹைடிரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவுடன், Cu_2S-ஐத் தருவதில்லை. இவ்வினை பண்பறி பகுப்பு முறையில் காப்பரை காட்மியத்திலிருந்து பிரிக்கப் பயன்படுகிறது.

மின்முலாம் பூசுவதற்கும், ஆய்வுச்சாலை கரணியாகவும், உலோகவியலிலும் இச் சேர்மம் பயன்படுகிறது.

பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டு, KNO_3: இந்தியாவில் இயற்கையில் இச் சேர்மம் கிடைக்கிறது. கீழ்க்காணும் வினையாலும் இச் சேர்மத்தைப் பெறலாம்.

$$KCl + NaNO_3 \rightleftharpoons KNO_3 + NaCl$$

NaCl-ன் கரைதிறன் பெரும்பாலும் வெப்பநிலையை அதிகரிக்கும்போது, அதிகமாவதில்லை. ஆனால் பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டின் கரைதிறன் வெப்பநிலையை ஒத்து அதிகமாகிறது. எனவே, KCl, $NaNO_3$ கலந்த அடர்க் கரைசலைக் கொதிக்க வைக்கும்போது வீழ்படிவாவது சோடியம் குளோரைடே. கரைசலில் பொட்டாசியம் நைட்ரேட் கரைந்திருக்கும்.

இது ஒரு நிறமற்ற, படிவ வடிவுள்ள திண்மம். நீர்க்கும் தன்மையற்றது. இதை வெப்பப்படுத்தும்போது நைட்ரைட்டாகவும், ஆக்ஸிஜனாகவும் சிதைவுறுகிறது.

$$2KNO_3 \longrightarrow 2KNO_2 + O_2$$

இதனால் இது ஒரு ஆக்ஸிஜனேற்றியாகச் செயல்படுகிறது.

இச் சேர்மம் ஒரு உரமாகவும், வெடியுப்பு தயாரிக்கவும், கண்ணாடித் தொழிற்சாலையில் ஆக்ஸிஜனேற்றியாகவும் பயன் படுத்தப்படுகிறது.

பொட்டாசியத்தைக் கண்டறியும் சோதனைகள் : 1. பொட்டாசியத்தின் உப்புக்கள் புன்சன் சுடருக்கு ஊதா நிறத்தைக் கொடுக்கின்றன. 2. பொட்டாசியம் உப்புக் கரைசலுடன் டார்ட்டாரிக் அமிலத்தைச் சேர்க்கும்போது, பொட்டாசியம் ஹைடிரஜன் டார்ட்ரேட் என்னும் வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. 3. இதன் உப்புக் கரைசலுடன் சோடியம் கோபால்டி நைட்ரைட், $Na_3[Co(NO_2)_6]$ கரைசலைச் சேர்த்தால், மஞ்சள் நிற பொட்டாசியம் சோடியம் கோபால்டி நைட்ரைட், $K_2Na[Co(NO_2)_6]$ வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. 4. பிக்ரிக் அமிலக் கரைசலுடன் மஞ்சள் நிற பொட்டாசியம் பிக்ரேட் வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. 5. பொட்டாசியம் உப்புக் கரைசலுடன் ஆல்கஹாலையும், பிளாட்டினம் டெட்ரா குளோரைடையும் சேர்க்கும்போது, மஞ்சள் நிற பொட்டாசியம் ஹெக்ஸா குளோரோ பிளாட்டினேட் (IV) $K_2[PtCl_6]$ வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

வினாக்கள்

1. கார உலோகங்களையும், நாணய உலோகங்களையும் ஓர் அட்டவணையில் அவைகளின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புடன்

குறிக்க. அவைகளின் இயற்பிய, வேதியியல் பண்புகளில் உள்ள முக்கிய வேற்றுமைகளைக் கூறுக. பல வித்தியாசங்கள் இருந்தாலும் தனிம வரிசை அட்டவணையில் அவைகள் ஒரே தொகுதியில் வைக்கப்பட்டதன் காரணத்தை விளக்குக.

2. லித்தியத்தின் இடத்தைப்பற்றிக் கூறி, அதன் பண்புகளை விவரி. லித்தியத்தின் பண்புகளைச் சோடியத்தின் பண்புகளுடன் ஒப்பிடுக.

3. லித்தியம் எவ்வாறு இயற்கையில் கிடைக்கிறது? அதன் தாதுவிலிருந்து லித்தியம் எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. லித்தியம் மற்றக் கார உலோகங்களிலிருந்து எவ்வாறு வேறுபட்டுள்ளது ?

4. சோடியம் குளோரைடிலிருந்து சோடியம் எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது ? அதன் முக்கிய பண்புகளைக் கூறுக. அப்பண்புகளை லித்தியம், பொட்டாசியம் ஆகியவற்றின் பண்புகளோடு ஒப்பிடுக. சோடியத்தின் முக்கிய பயன்களைக் கூறுக.

5. காஸ்ட்னரின் மின்பகுப்பு முறை மூலம் எவ்வாறு சோடியம் தயாரிக்கப்படுகிறது ? கார உலோகங்கள் காரமண் உலோகங்களினின்றும் எவ்வாறு வேறுபட்டுள்ளன என்று விவரி.

6. சோடியம் குளோரைடிலிருந்து எவ்வாறு (a) சோடியம் கார்பனேட்டை அம்மோனியா சோடா முறையிலும், (b) எரி சோடாவை மின்பகுப்பு முறையிலும் தயாரிப்பாய் ?

7. சோடியம், சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு, சோடியம் கார்பனேட்டு, சோடியம் ஹைபோகுளோரைட்டு, சோடியம் குளோரேட்டு ஆகியவற்றை மின்பகுப்பு முறையில் தயாரிக்கும் வகைகளைப்பற்றி விவரி.

8. பொட்டாசியம் உப்புக்கள் தயாரிக்கப் பயன்படும் கனிமங்கள் எவை ? பொட்டாசியம் கார்பனேட்டு, எரிபொட்டாஷ், பொட்டாசியம் நைட்ரேட், பொட்டாசியம் குளோரேட்டு முதலியன வியாபார முறையில் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகின்றன ?

9. சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டு, சோடியம் சல்ஃபைடு, பொட்டாசியம் ஃபெர்ரோசயனைடு, சோடியம் சயனைடு, சோடியம் பெராக்ஸைடு, பொட்டாசியம் கார்பனேட்டு, பொட்டாசியம் குளோரேட்டு ஆகியவை எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகின்றன? இவற்றின் பண்புகள், பயன்களைப் பற்றி குறிப்பு எழுதுக.

10. Li, Na, K ஆகியவற்றின் வேதியியல் பண்புகள் அவைகளின் அணு எண் அதிகரிப்புக்கு ஏற்ப மாறுபடுகிறது. இதைத் தகுந்த சான்றுகளுடன் நிறுவுக.

13. IB தொகுதித் தனிமங்கள்

நாணய உலோகங்கள் (Coinage Metals)

தனிம வரிசை அட்டவணையில் IB தொகுதியில் உள்ள காப்பர், சில்வர், கோல்ட் ஆகிய தனிமங்களுக்கும், IA தொகுதியில் உள்ள கார உலோகங்களுக்கும் இடையே உள்ள ஒற்றுமைகளைவிட வேறுபாடுகளே அதிகமாக உள்ளன. IB தொகுதியில் உள்ள இவ்வுலோகங்கள் நாணயங்கள் தயாரிக்கப் பயன்படுவதால், இவை நாணய உலோகங்கள் (coinage metals) எனப் பெயர் பெறுகின்றன.

IA தொகுதித் தனிமங்களைப்போல் அன்றி, நாணய உலோகங்கள் இயற்கையில் தனிம நிலையில் கிடைக்கின்றன. இது இத்தனிமங்களின் வீரியம் குறைந்த பண்புகளைக் காட்டுகிறது. இந்த உலோகங்கள் குறைந்த அளவில் இயற்கையில் கிடைத்தாலும், பல விதங்களில் பயன்படுவதால், இவ்வுலோகங்களின் உலோகவியல் முக்கியமானதாகக் கருதப்படுகிறது.

IA தொகுதித் தனிமங்களைப் போலன்றி, இத்தொகுதித் தனிமங்களின் உருகுநிலை, கொதிநிலை, அயனியாக்க ஆற்றல் ஆகிய இயற்பிய பண்புகள் அணு எடை எண்ணைப் பொறுத்து சீராக மாற்றமடைவதில்லை. சில்வர், கோல்ட் ஆகிய இரு அணுக்களின் பருமன்களும் கிட்டத்தட்ட ஒன்ருக இருப்பதே இதன் காரணம்.

இத் தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

தனிமம்	அணு எண்	எலெக்ட்ரான் அமைப்பு
காப்பர்	29	2, 8, 18, 1
சில்வர்	47	2, 8, 18, 18, 1
கோல்ட்	69	2, 8, 18, 32, 18, 1

கார உலோக அணுக்களைப்போன்று வெளிச் சுற்றுப் பாதையில் ஒரு எலெக்ட்ரானைக் கொண்டிருந்தாலும், அவ்வணுக்களைப் போலன்றி ஈற்றயல் சுற்றுப் பாதையில் (penultinate shell), நாணய உலோக அணுக்கள் எட்டு எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்டிராமல், 18 எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்டுள்ளன. எனவே, ஒரு எலெக்ட்ரானை வெளியிட்டு இவ்வுலோக அணுக்கள் மந்த வாயு அமைப்பைப் பெறுவதில்லை. மேலும் ns எலெக்ட்ரானுக்கும், (n—1)d எலெக்ட்ரான்களுக்கும் இடையே ஆற்றலில் அதிக வேறுபாடு இல்லாத காரணத்தினால், (n—1)d எலெக்ட்ரான்களை (ஒன்றோ, இரண்டோ) எளிதில் வெளியேற்ற இயலுமாதலால், இத் தனிமங்கள் கார உலோகங்களைப் போலன்றி, +1, +2, +3 இணைதிறன்களைக் காட்டுகின்றன. காப்பருக்கு +2 இணைதிறன் நிலையும், கோல்டிற்கு +3 இணைதிறன் நிலையும் நிலைப்புத் தன்மை பெற்றவைகளாகும். ஆனால் சில்வருக்கு +1 இணைதிறன் நிலையே நிலைப்புத் தன்மை பெற்றதாகும். காப்பரின் +1 நிலை நிலையற்றதாகையால், அது சிதைவுற்று Cu^{++} ஆக மாறுகிறது.

$$2Cu^{+} \longrightarrow Cu^{++} + Cu$$

இதுபோலவே கோல்டின் +1 நிலை, +3 நிலையைவிட நிலைப்புத் தன்மை குறைவாயுள்ளது. +3 நிலைச் சேர்மங்கள் பெரும்பாலும் சகபிணைப்பு சேர்மங்களாயுள்ளன. ஃபஜான் விதிகொண்டு இவ்வுண்மையை விளக்க இயலும்.

$$3Au^{+} \longrightarrow Au^{+++} + 2Au$$

பிரித்தெடுக்கும் முறை : கார உலோகங்களைவிட நாணய உலோகங்களை அதன் சேர்மங்களிலிருந்து எளிதில் பிரித்தெடுக்க முடியும். இவ்வுலோக ஆக்ஸைடுகள் உயர்ந்த வெப்பநிலைகளில் உலோகங்களாக எளிதில் ஒடுக்கப்படுகின்றன. இருப்பினும் கோல்ட் போன்ற உலோகங்கள் அதன் தாதுக்களில் மிகக் குறைந்த அளவே உள்ளதால், சில குறிப்பிட்ட கரணிகளுடன் வினைபடுத்துவது தேவைப்படுகிறது. சான்றாக, சில்வர் உலோகவியலில் சயனைடு அயனி

சேர்க்கப்பட்டு பின் கிடைத்த அணைவுச் சேர்மம் (complex compound), சிங்க்குடன் வினைக்குட்படுத்தப்படுகிறது.

ஹாலைடுகள்: கார உலோக ஹாலைடுகளைவிட நாணய உலோக ஹாலைடுகள் (+1 இணைதிறன்) மிகக் குறைவாக நீரில் கரைகின்றன (AgF நீங்கலாக). CuF_2 (குப்ரிக் ஃபுளூரைடு) நீரில் குறைந்த அளவு கரைகிறது. ஆனால் மற்ற Cu(II) ஹாலைடுகள் நீரில் கரைகின்றன. கோல்ட்(III) ஹாலைடுகள் சகபிணைப்புச் சேர்மங்கள். அதிக வெப்பநிலையில் இவை கோல்ட்(I) சேர்மங்களாகவும், கோல்டாகவும் பிரிகின்றன.

ஆக்ஸைடுகள்: இவ்வுலோகங்களின் +1 நிலை ஆக்ஸைடுகளின் நிலைப்புத் தன்மை அணு எடை எண் அதிகமாகும் போது குறைகிறது. Cu_2O வெப்பத்தால் எளிதில் சிதைவடைவதில்லை. மற்ற இரு உலோக ஆக்ஸைடுகள் எளிதில் சிதைவடைகின்றன. இந்த ஆக்ஸைடுகள் நிறத்தைப் பெற்றுள்ளன; நீரில் கரைவதில்லை.

காப்பர்(II) ஆக்ஸைடு, CuO, காப்பர்(I) ஆக்ஸைடை விட அதிக அமிலத்தன்மை பெற்றது. சில்வர்(II) ஆக்ஸைடு உண்டாவது ஐயமே. கோல்டு(II) ஆக்ஸைடு மிகவும் நிலைப்புத் தன்மை குறைவாகப் பெற்றது. கோல்ட்(III) ஆக்ஸைடு மட்டுமே நிலைப்புத் தன்மை உடையது.

சல்ஃபைடுகள்: நாணய உலோகங்களின் சல்ஃபைடுகள், CuS, Ag_2S, Au_2S_3, நீரில் கரைவதில்லை. ஆனால், Au_2S_3 நீராற் பகுக்கப்படுகிறது.

அணைவுச் சேர்மங்கள் (Complex compounds): நாணய உலோக அணுக்கள் எளிதில் பல அணைவுச் சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன. இவ்வாறு உண்டான பல அணைவுச் சேர்மங்கள் நிலைப்புத் தன்மை அதிகம் பெற்று காணப்படுகின்றன. வெளிச் சுற்றுப் பாதையில் எட்டு எலெக்ட்ரான்களுக்கு மேல் பெற்ற அயனிகள் நிலைப்புத் தன்மை பெற்ற அணைவுச் சேர்மங்களைத் தருகின்றன. சான்றாக, நாணய உலோக அயனிகள் கீழ்க்காணும் அணைவு அயனிகளைத் தருகின்றன.

$[Cu(NH_3)_4]^{++}$ டெட்ரம்மீன் குப்ரிக் அயனி	$[Ag(CN)_2]^-$ அர்ஜென்டோ சயனைடு அயனி	$[AuCl_4]^-$ ஆரிக் குளோரைடு அயனி
$[Cu(CN)_3]^{2-}$ குப்ரோ சயனைடு அயனி	$[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$ அர்ஜென்டோ தயோ சல்ஃபேட்டு அயனி	$[Au(CN)_4]^-$ ஆரிசயனைடு அயனி

இத் தொகுதியிலுள்ள உலோகங்களின் அணு எடை எண் அதிகமாகும்போது, தனிமங்களின் வீரியத் தன்மை குறைகிறது. இத் தனிமங்களின் சேர்மங்கள் எளிதில் சிதைவடைகின்றன. காப்பர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தாலோ, நைட்ரிக் அமிலத்தாலோ எளிதில் கரைகிறது. கோல்ட் ராஜதிரவத்தில் (aqua regia) மட்டுமே கரைகிறது. குப்ரிக் ஆக்ஸைடை ஒடுக்கினால், குப்ரஸ் ஆக்ஸைடே முதலில் கிடைக்கிறது. கோல்ட், மற்றும் சில்வர் ஆக்ஸைடுகளை ஒடுக்கினால், அவற்றின் உலோகங்கள் கிடைக்கின்றன. மேலும் சில்வர், கோல்ட் ஆக்ஸைடுகள், மிகக் குறைந்த வீரியம் பெற்ற ஆக்ஸிஜன் குறைப்பான்களால் ஒடுக்கப்படுகின்றன. காப்பர் ஆக்ஸைடு இவ்வாறு ஒடுக்கப் படுவதில்லை.

எனவே, IA தொகுதித் தனிமங்களைப் போலன்றி, IB தொகுதித் தனிமங்களின் பண்புகளை சீராக வகைப்படுத்துவது எளிதல்ல என்பது தெளிவாகிறது.

காப்பர் (Copper)

கிடைக்கும் விதம்: இயற்கையில் காப்பர் தனிம நிலையிலும், சேர்மங்களாகவும் காணப்படுகிறது. காப்பரின் முக்கியமான தாதுக்களை இருவகைகளாகப் பிரிக்கலாம். அவை, சல்ஃபைடு தாதுக்கள், ஆக்ஸைடு தாதுக்கள் எனப்படும்.

சல்ஃபைடு தாதுக்கள் :

காப்பர் க்ளான்ஸ் — Cu_2S

சால்கோ பைரைட்ஸ் அல்லது காப்பர் பைரைட்ஸ் } —$Cu_2S.Fe_2S_3$(அ)$CuFeS_2$

ஆக்ஸைடு தாதுக்கள் :

குப்ரைட் — Cu_2O

மாலசைட் (Malachite) — $CuCO_3 . Cu(OH)_2$

அசூரைட் (Azurite) — $2CuCO_3 . Cu(OH)_2$

இந்தியாவில் பீகார், ஒரிஸ்ஸா, டார்ஜிலிங் ஆகிய இடங்களில் காப்பரின் தாதுக்கள் கிடைக்கின்றன. இவ்வுலோகம் அமெரிக்காவிலும், கானடாவிலும் அதிக அளவு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

உலோகவியல் : காப்பர் உலோகம் பெரும்பாலும் அதன் சல்ஃபைடு தாதுவிலிருந்தே பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. பிரித்தெடுக்கும் முறை கீழ்க்காணும் தத்துவத்தை அடிப்படையாகக் கொண்டது. காப்பருக்கு, அயர்னைவிட சல்ஃபருடன் இணையும் திறன் அதிகமாக உள்ளது. ஆனால் அயர்னுக்கு காப்பரைவிட ஆக்ஸிஜனுடன் இணையும் திறன் அதிகமாக இருக்கும். இக் காரணம்கொண்டு கீழ்க்காணும் வினை எளிதில் நடைபெறும்.

$$Cu_2O + FeS \longrightarrow Cu_2S + FeO$$

இக் காரணம்கொண்டே சல்ஃபருக்கு (காப்பரின் எதிரி எனப் பொருள்) இப் பெயர் வந்தது.

சல்ஃபைடு தாதுக்களிலிருந்து, காப்பரைப் பிரித்தெடுப்பது ஐந்து கட்டங்களில் நிகழ்கிறது :

1. தாதுவை அடர்ப்பித்தல் (concentration of the ore)

2. வறுத்தல் (roasting)

3. உருக்கிப் பிரித்தல் (smelting)

4. பெஸ்ஸிமர் மாற்றுலையில் மாட்டியின் வினை (Bessemerisation of matte)

5. தூய்மைப்படுத்துதல் (refining).

1. தாதுவை அடர்ப்பித்தல் : பூமியிலிருந்து வெட்டியெடுக்கப்படும் தாதுவுடன் மணல் போன்ற மாசுகளும் அதிக

அளவில் கலந்திருப்பதால், தாதுவின் விகிதம் குறைவாக இருக்கும். எனவே, இதிலிருந்து மணல் போன்ற மாசுகளை நீக்குவது அவசியமாகிறது. பூமியிலிருந்து வெட்டியெடுக்கப் படும் இப்பொருளிலுள்ள விகிதத்தை அதிகப்படுத்தும் முறையை அடர்ப்பித்தல் (concentration of the ore) என்கிறோம்.

காப்பரின் சல்ஃபைடு தாதுக்கள் நுரை மிதப்பு முறைப்படி (froth floatation process) அடர்ப்பிக்கப்படுகின்றன. பொது வாக எல்லா சல்ஃபைடு தாதுக்களுமே இம்முறைப்படியே அடர்ப்பிக்கப்படுகின்றன.

நன்கு பொடி செய்யப்பட்ட காப்பர் தாதுவுடன் நீரும், சிறிது பைன் எண்ணெய் (pine oil) அல்லது மற்ற கனிம எண்ணெய்களைச் சேர்த்து, அதிக அழுத்தத்தில் காற்றை உட் செலுத்துவதன் மூலம் நன்கு கலக்க வேண்டும். மாசுகள் நீரினால் நனைக்கப்பட்டு, கீழே வீழ்படிவாகின்றன. நீரினால் நனைக்கப்படாத சல்ஃபைடு தாது எண்ணெயினால் நனைக் கப்பட்டு, கலக்குதலினால் உண்டான நுரைக்கு ஈர்க்கப்படு கிறது. பின் இக்கலத்திலிருந்து நுரை வெளியேற்றப்பட்டு, தாது பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இவ்வாறு அடர்ப்பிக்கும் முறையை நுரை மிதப்பு முறை (froth floatation process) என்பர். சல்ஃபைடு தாதுக்கள் பெரும்பாலும் இம்முறைப்படி அடர்ப்பிக்கப்படுகின்றன.

2%க்கும் குறைவாக காப்பர் சல்ஃபைடு உள்ள தாது இம்முறைப்படி 95%க்கும் அதிகமாக அடர்ப்பிக்கப்படுகிறது.

2. **வறுத்தல் (Roasting) :** இவ்வாறு அடர்ப்பிக்கப்பட்ட தாது, பின் காற்றில் வறுக்கப்படுகிறது. இந்நிகழ்ச்சியின் போது கீழ்க்காணும் மாற்றங்கள் நிகழ்கின்றன.

(i) தாதுவில் மாசாக உள்ள சல்ஃபர், சல்ஃபர் டை-ஆக்ஸைடு வாயுவாக மாற்றப்பட்டு, வெளியேற்றப்படுகிறது.

(ii) ஆர்சனிக், ஆன்டிமனி ஆகியவை மாசுகளாக இருப் பின் அவை அவற்றின் எளிதில் ஆவியுறும் ஆக்ஸைடுகளாக மாற்றப்பட்டு, வெளியேற்றப்படுகின்றன.

(iii) காப்பர் பைரைட் தாது, குப்ரஸ் சல்ஃபைடு அயர்ன் சல்ஃபைடு கலவையாக மாற்றப்படுகிறது.

$$2CuFeS_2 + O_2 \longrightarrow Cu_2S + 2FeS + SO_2$$

3. உருக்கிப் பிரித்தல் (Smelting) : வறுத்தெடுக்கப்பட்ட தாது, சிறிதளவு கரி, சிலிக்கா ஆகியவற்றுடன் சேர்க்கப்பட்டு, ஒரு ஊது உலையில் (blast furnace) அதிக வெப்பநிலையில் உருக்கப்படுகிறது. இவ்வுலையில் அடியில் உள்ள குழாய்கள் மூலம் அதிக வெப்பநிலையில் உள்ள காற்று உட்செலுத்தப்படுகிறது. இவ்வுலை உட்புறம் தீக்கற்களால் அமைக்கப்பட்ட, எஃகினாலான சாதனமாகும்.

இவ்வுலையில் அயர்ன் சல்ஃபைடு அயர்ன் ஆக்ஸைடாக மாற்றப்பட்டு, பின் ஆக்ஸைடு சிலிக்காவுடன் வினைபட்டு எளிதில் உருகும் கசடைக் கொடுக்கிறது. இக்கசடு இலேசாக உள்ளதால் மேலே மிதக்கிறது. பெரும்பாலான ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபைடு இவ்வாறு கசடாக மாற்றப்பட்டு, நீக்கப்படுகிறது.

$$2FeS + 3O_2 \longrightarrow 2FeO + 2SO_2$$

$$FeO + SiO_2 \longrightarrow FeSiO_3 \text{ (மிதப்புக் கசடு)}$$

குப்ரஸ் சல்ஃபைடும் சிறிதளவு குப்ரஸ் ஆக்ஸைடாக மாற்றப்படுகிறது. ஆனால் காப்பருக்கு ஆக்ஸிஜனைவிட சல்ஃபருடன் இணையும் தன்மை அதிகமாக உள்ளதால், குப்ரஸ் ஆக்ஸைடு, ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபைடுடன் வினைபட்டு திரும்பவும் குப்ரஸ் சல்ஃபைடாக மாற்றப்படுகிறது. இவ்வினையில் உண்டான ஃபெர்ரஸ் ஆக்ஸைடு ஃபெர்ரஸ் சிலிக்கேட் கசடாக மாறி வெளியேற்றப்படுகிறது.

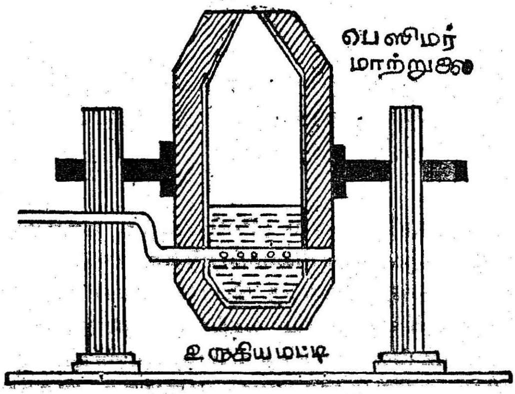
$$Cu_2O + FeS \longrightarrow Cu_2S + FeO$$

$$FeO + SiO_2 \longrightarrow FeSiO_3$$

கசடு நீக்கப்பட்டவுடன், மீதி இருப்பது உருகிய நிலையில் உள்ள காப்பர் சல்ஃபைடும், சிறிதளவு ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபைடும் உள்ள கலவையாகும். இக்கலவை மாட்டி (matte) என்று அழைக்கப்படுகிறது.

4. பெஸ்ஸிமர் மாற்றுலையில் மாட்டியின் வினை : உருகிய நிலையில் கிடைத்த மாட்டி பின் பெஸ்ஸிமர் மாற்றுலைக்கு மாற்றப்படுகிறது. பெஸ்ஸிமர் மாற்றுலை (படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளது) எஃகினால் ஆனது. உட்புறம் தீக்களி

மண், சிலிக்கா ஆகியவற்றுல் பூசப்பட்டுள்ளது. இவ்வுலையில் நடுவில் வெப்பக் காற்றை உட்செலுத்துவதற்கான குழாய்கள்



படம் 29

(tuyeres) உள்ளன. இக்குழாய்களின் மூலம் வெப்பக் காற்றைச் செலுத்தும்போது அயர்ன் சல்ஃபைடு, அயர்ன் ஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. இந்த ஆக்ஸைடு உலையில் பூசப்பட்ட சிலிக்காவுடன் வினைபட்டு கசடாக மாற்றமடையும். பின் காப்பர் சல்ஃபைடின் ஒரு பகுதி காப்பர் ஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. கடைசியில் காப்பர் ஆக்ஸைடும், காப்பர் சல்ஃபைடுமே வினைபட்டு காப்பர் உலோகத்தைக் கொடுக்கிறது.

$$2Cu_2S + 3O_2 \longrightarrow 2Cu_2O + 2SO_2$$

$$Cu_2S + 2Cu_2O \longrightarrow 6Cu + SO_2$$

காப்பர் ஆக்ஸைடும், சல்ஃபைடும் வினைப்படும்போது பெருமளவு வெப்பம் வெளிப்படுகிறது. இவ்வெப்பம் காப்பர் உலோகத்தை உருகிய நிலையில் வைக்கிறது.

உருகிய காப்பர் உலோகத்தில் சல்ஃபர் டை-ஆக்ஸைடு சிறிதளவு கரைகிறது. இது குளிரும்போது காப்பர் திண்மமாகும். அப்போது கரைந்த சல்ஃபர் டை-ஆக்ஸைடு குமிழி

களாக வெளியேறும். இதனுல் காப்பரின் மேற்பரப்பில் கொப்புளங்கள் (blisters) போன்று காணப்படும். இவ்வாறு கிடைத்த காப்பர் இக்காரணத்தினுல் கொப்புளக் காப்பர் (blister copper) என அழைக்கப்படுகிறது.

கொப்புளக் காப்பர் 98% தூய்மையானது. மாசுகளாக சிறிதளவு சில்வரும், கோல்டும் இருக்கும். இக்காப்பரை மேலும் தூய்மைப்படுத்த வேண்டும்.

5. தூய்மைப் படுத்துதல் (Refining): மாசுள்ள காப்பர் மின் முறைப்படி மேலும் தூய்மைப்படுத்தப்படுகிறது. காப்பர் சல்ஃபேட்டுக் கரைசல் மின்பகு பொருளாகப் பயன்படுத்தப் படும் மின்கலத்தில் மிகத் தூய காப்பர் தண்டுகள் எதிர்மின் முனேகளாகவும், தூய்மைப்படுத்தப்படவேண்டிய (மாசுள்ள) காப்பர் நேர்மின் முனேகளாகவும் அமைந்த இக்கலத்தினுள் மின்சாரம் செலுத்தப்படுகிறது. மின்சாரம் செலுத்தப்படும் போது, நேர்மின் முனேகளிலிருந்து காப்பரும் அதனுடன் மாசு களாக உள்ள அயர்ன், நிக்கல், சிங்க் போன்ற உலோகங் களும் கரைகின்றன. ஆனுல் குறிப்பிட்ட மின்முனே அழுத்தத் தில் காப்பர் மட்டுமே மிகத் தூய நிலேயில் எதிர்மின் முனே களில் படிகின்றன. இதனுல் நேரம் செல்லச் செல்ல நேர்மின் முனேகளின் பருமன் குறைந்துகொண்டும், எதிர்மின் முனே களின் பருமன் அதிகரித்துக்கொண்டும் செல்லும். மின்சாரம் செலுத்தப்படும்போது கோல்ட், சில்வர், லெட் போன்றவை கரையாமல் வீழ்படிவுகளாக அடியில் படிகின்றன. இவ்வீழ் படிவை நேர்மின்முனே வண்டல் (anode mud) என்பர். இவ்வாறு கிடைத்த காப்பர் ஏறக்குறைய 100% தூயதாக இருக்கும்.

மற்ருெரு முறைப்படியும் காப்பர் தூய்மைப்படுத்தப்படு கிறது. உருகிய உலோகம், பச்சை மரக்குச்சிகளால் நன்கு கலக்கப்படுகிறது (poling). இதனுல் உலோகத்தின் ஆக்ஸைடுகள் உலோக நிலேக்கு ஒடுக்கப்படுகின்றன. இது ஒரு பழங்கால முறையாகும்.

கீழ்க்காணும் அட்டவணேயில் பல கட்டங்களில் தாது விலிருந்து மாசுகள் எவ்வாறு நீக்கப்படுகின்றன என்பது தொகுத்து அளிக்கப்பட்டுள்ளது.

முறை	நீக்கப்படும் மாசுகள்
1. நுரையேற்படுத்தி தாதுவை அடர்ப்பித்தல்	மணல் போன்ற மாசுகள்
2. வறுத்தல்	எளிதில் ஆவியுறும் ஆக்ஸைடுகளைக் கொடுக்கும் S, As போன்றவை
3. உருக்கிப் பிரித்தல்	ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபைடின் ஒரு பகுதி
4. பெஸ்ஸிமர் உலையில் வினை	எஞ்சியுள்ள ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபைடு மற்றும் சல்ஃபர் டை-ஆக்ஸைடு
5. தூய்மைப்படுத்துதல்	
(a) மின்முறை	சிங்க், நிக்கல், அயர்ன் மற்றும்
(b) பசுமரக் குச்சி கொண்டு கலக்குதல்	காப்பரின் ஆக்ஸைடுகள்

இம்முறை தவிர கரைசல் முறைப்படியும் (wet process) காப்பர் அதன் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

சல்ஃபேட் வறுத்தல் (Sulphate roasting): இம்முறையில் அடர்ப்பித்த கனிமம் குறைந்த வெப்பநிலையில் நீற்றப்படுகிறது (calcined). வினை பலபடிகளில் நிகழ்ந்து, காப்பர் சல்ஃபேட் கிடைக்கிறது.

$$Cu_2S + 5(O) \longrightarrow CuSO_4 + CuO$$

$$FeS_2 + 6(O) \longrightarrow FeSO_4 + SO_2$$

$$2FeSO_4 + (O) \longrightarrow Fe_2O_3 + 2SO_3$$

$$CuO + SO_3 \longrightarrow CuSO_4$$

இவ்வாறு கிடைத்த காப்பர் சல்ஃபேட் நீரில் கரைக்கப்பட்டு, பின் மின்பகுப்பு முறைப்படி தூய காப்பர் தயாரிக்கப்படுகிறது. அல்லது இக்கரைசலினுள் அயர்னைச் சேர்த்தால், காப்பர் வீழ்படிவாகிறது.

$$CuSO_4 + Fe \longrightarrow Cu + FeSO_4$$

பண்புகள்: காப்பர் தனக்கே உரிய செம்பழுப்பு நிறத்தைப் பெற்ற உலோகமாகும். இதை தகடாக அடிக்கவும், கம்பியாக இழுக்கவும் இயலும். இது அதிக கொதிநிலையையும் (2320°C), உருகுநிலையையும் (1083°C) பெற்றுள்ளது. இதன் ஒப்பு அடர்த்தி 8·94. மற்ற உலோகங்களுடன் எளிதில் உலோகக் கலவைகளைக் கொடுக்கிறது. உருகிய நிலையில் SO_2, ஹைடிரஜன் ஆகிய வாயுக்களை கரைக்கும் தன்மை பெற்றது.

இவ்வுலோகத்திற்கு நீருடனோ, உலர்ந்த காற்றுடனோ, காரங்களுடனோ வினை இல்லை. ஆனால் ஈரக்காற்றில் உள்ள கார்பன்–டை–ஆக்ஸைடுடன் வினைபட்டு, பச்சை கலந்த நீல நிறக் கார காப்பர் கார்பனேட்டைக் $[CuCO_3.Cu(OH)_2]$ கொடுக்கிறது.

செஞ்சூட்டு நிலையில், காப்பர் ஆக்ஸிஜனுடன் வினைபட்டு குப்ரஸ் மற்றும் குப்ரிக் ஆக்ஸைடுகளைக் கொடுக்கிறது.

$$4Cu + O_2 \longrightarrow 2Cu_2O$$

$$2Cu + O_2 \longrightarrow 2CuO$$

வெப்பப்படுத்தப்பட்ட காப்பர், சல்ஃபர் மற்றும் ஹாலஜன்களுடன் இணைந்து, சல்ஃபைடையும், ஹாலைடுகளையும் கொடுக்கிறது.

$$Cu + Cl_2 \longrightarrow CuCl_2$$

$$Cu + S \longrightarrow CuS$$

சூடான அடர் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்துடன், காற்றின் முன்னிலையில் காப்பர் வினைப்படும்போது, குப்ரிக் குளோரைடு கிடைக்கிறது. காற்று இல்லாத சூழ்நிலையில் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்துடனோ, நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடனோ இத்தனிமம் வினைப்படுவதில்லை.

$$2Cu + 4HCl + O_2 \longrightarrow 2CuCl_2 + 2H_2O$$

$$2Cu + 2H_2SO_4 + O_2 \longrightarrow 2CuSO_4 + 2H_2O$$

அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலமும், நைட்ரிக் அமிலமும் இத்தனிமத்தால் ஒடுக்கப்படுகின்றன. நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம்

நைட்ரிக் ஆக்ஸைடையும், அடர் நைட்ரிக் அமிலம் நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடையும் தருகின்றன.

$$Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + 2H_2O + SO_2$$

$$3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO\uparrow$$

$$Cu + 4HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2\uparrow$$

இவ்வுலோகம் நீர்த்த அம்மோனியா கரைசலில் கரைந்து, நீல நிற $[Cu(NH_3)_4]^{++}$ அயனியைத் தருகிறது.

$$Cu + H_2O + (O) \longrightarrow Cu^{++} + 2OH$$

$$Cu^{++} + 4NH_3 \longrightarrow [Cu(NH_3)_4]^{++}$$

$$Cu + 4NH_3 + H_2O + (O) \longrightarrow [Cu(NH_3)_4]^{++} + 2OH^-$$

$AgNO_3$ கரைசலிலிருந்து Ag-ஐ வீழ்படிவாக்குகிறது.

$$Cu + 2AgNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag$$

பயன்கள்: காப்பர் வெப்பத்தை எளிதில் கடத்தும் உலோகமாதலின், பல சாதனங்கள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. இவ்வுலோகத்தின் பல உலோகக் கலவைகளும், அதில் உள்ள தனிமங்களின் இயைபுகளும், அதன் பயன்களும் கீழே அட்டவணையில் தரப்பட்டுள்ளன.

நைட்ரஜனின் ஆக்ஸைடுகள் காப்பரின்மீது செலுத்தப் படும்போது, அவை நைட்ரஜனாக ஒடுக்கப்படுகின்றன. காப்பர் ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது. இதைப் பயன்படுத்தி, இத்தனிமம் கரிம வேதியியலில் தனிமங்களைக் கண்டறியும் சோதனைகளில் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது.

காப்பர் தாலோசயனின் (copper phthalocyanin) என்னும் சேர்மம் அச்சுத் தொழிலில் மசி தயாரிக்கவும், வர்ணங்கள் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது. மற்றும் பல பூச்சி கொல்லிகள் தயாரிக்கவும், காப்பர் சல்ஃபேட்டு போன்ற பல முக்கிய சேர்மங்கள் தயாரிக்கவும் காப்பர் பயன்படுகிறது.

காப்பரின் உலோகக் கலவைகள்

எண்	பெயர்	இயைபு	பயன்கள்
1.	பித்தளை (brass)	Cu = 60 to 90% Zn = 10 to 40%	பாத்திரங்கள், தகடுகள், குளிர்கலக் குழாய்கள், மின்சார சாதனங்கள், கொதிகலன்கள் தயாரிக்க
2.	வெண்கலம் (bronze)	Cu = 88 to 96% Sn = 4 to 12%	பாத்திரங்கள், சிலைகள், நாணயங்கள் தயாரிக்க
3.	அலுமினிய வெண்கலம்	Cu = 90% Al = 20%	தங்க நிற பெயின்ட், நாணயங்கள், விலை குறைந்த நகைகள் தயாரிக்க
4.	மணி வெண்கலம்	Cu = 80% Sn = 20%	ஆலய மணிகள், பீப்பாய்கள் தயாரிக்க
5.	வெடி உலோகம்	Cu = 88% Sn = 10% Zn = 2%	துப்பாக்கிகள், கீயர்கள் (gears) தயாரிக்க
6.	ஜெர்மன் சில்வர்	Cu = 24 to 50% Zn = 35 to 25% Ni = 35 to 10%	தகடுகள், மின்சார சாதனங்கள், பாத்திரங்கள், நகைகள் தயாரிக்க
7.	மானெல் உலோகம் (monel metal)	Cu = 30% Ni = 67% Fe & Mn = 3%	அமிலக் கொள்கலன்கள் (அரிக்கும் தன்மையைத் தாங்கும்) தயாரிக்க
8.	தாமிர-பெரிலியக் கலவை	Cu = 97·75 % Be = 2·25%	மின் கடத்தும் கம்பிகள்

காப்பரின் சேர்மங்கள்

காப்பர் ஒன்று மற்றும் இரண்டு ஆகிய இரு இணைதிற நிலைகளைப் பெற்றுள்ளது. Cu^{+} நிலையில் அதன் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு $3d^{10}$ ஆதலின், அதன் சேர்மங்கள் டயாகாந்தத் தன்மையையும், நிறமற்ற தன்மையையும் பெற்றுள்ளன. Cu^{++} அயனியின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு $3d^{9}$ ஆதலின், இதன் சேர்மங்கள் பாரா காந்தத் தன்மையைப் பெற்றும், நிற முள்ளவைகளாயும் காணப்படுகின்றன. Cu(I) அயனி நிலைப்புத் தன்மை பெற்றதா அல்லது Cu(II) நிலைப்புத் தன்மை பெற்றதா என்பது நேர் அயனியைப் (anion) பொறுத்தும், எந்த ஊடகத்தில் வினை நிகழ்த்தப்படுகிறதோ அதைப் பொறுத்தும் அமைகிறது.

நீரில் கரையாத CuCl மற்றும் CuCN தவிர மற்ற நீரில் கரையும் Cu(I) சேர்மங்கள் (சான்று: Cu_2SO_4) நீர்க்கரைசலில் நிலைப்புத் தன்மையற்றவை. Cu^{+} அயனி Cu ஆகவும், Cu^{++} ஆகவும் சிதைவடைகிறது.

$$2Cu^{+} \longrightarrow Cu + Cu^{++}$$

Cu^{++} அயனியின் நீரேறும் ஆற்றல் (hydration energy) அதிகமாக இருப்பதால், மேற்காணும் வினை எளிதில் நடக்கிறது.

Cu(I) சேர்மங்கள் : Cu(I) சேர்மங்கள் குப்ரஸ் சேர்மங்கள் என்றழைக்கப்படுகின்றன.

குப்ரஸ் ஹைடிரைடு (Cuprous hydride): Cu^{2+} அயனிச் சேர்மங்கள் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் கலந்த ஹைபோ பாஸ்ஃபைட் அயனியால் ஒடுக்கப்படும்போது, குப்ரஸ் ஹைடிரைடு கிடைக்கிறது. இது ஒரு நிலையற்ற சேர்மம்.

$$2Cu^{++} + 3H_2PO_2^{-} + 3H_2O \longrightarrow 2CuH + 3H_2PO_3^{-} + 4H^{+}$$

குப்ரஸ் ஆக்ஸைடு (Cu_2O) : குப்ரிக் ஆக்ஸைடு (CuO) காப்பருடன் வெப்பப்படுத்தும்போது, இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது.

$$CuO + Cu \longrightarrow Cu_2O$$

காப்பர் சல்ஃபேட்டின் காரக் கரைசல் க்ளூகோஸ் போன்றவற்றால் ஒடுக்கப்படும்போது, செந்நிறமுள்ள இந்த ஆக்ஸைடு வீழ்படிவாகிறது.

$$CuSO_4 + 2NaOH \longrightarrow Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$$

$$Cu(OH)_2 \longrightarrow CuO + H_2O$$

$$2CuO + 2(H) \longrightarrow Cu_2O + H_2O$$

ஹைட்ரசீனினால் ஒடுக்கப்படும்போதும், காப்பர் சல்ஃபேட்டின் கரைசல் இச் சேர்மத்தைத் தருகிறது.

குப்ரஸ் ஆக்ஸைடு நீரில் கரையா செந்நிறப் பொருள். இது அமிலங்களில் கரைந்து, குப்ரஸ் உப்புகளைக் கொடுக்கிறது. குப்ரஸ் அயனி நிலையற்றதாக இருப்பதால், மேலே கூறியவாறு அது குப்ரிக் அயனியாகவும், காப்பராகவும் பிரிகிறது.

சல்ஃப்யூரிக், நைட்ரிக் போன்ற ஆக்ஸிஜனேற்ற அமிலங்களில், வீழ்படிவாகும் காப்பர் (Cu^+ அயனி சிதைவுடைந்து கிடைப்பது) அமிலங்களை ஒடுக்குகிறது.

$$Cu_2O + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + Cu + H_2O$$

$$3Cu_2O + 14HNO_3 \longrightarrow 6Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 7H_2O$$

ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் ஹைடிரோ குப்ரிக் குளோரைடைத் தருகிறது.

$$Cu_2O + 2HCl \longrightarrow 2CuCl + H_2O$$

$$\underline{CuCl + HCl \longrightarrow H[CuCl_2] \quad]\times 2}$$

$$Cu_2O + 4HCl \longrightarrow 2H[CuCl_2] + H_2O$$

அம்மோனியாவிலும், கார சயனைடுக் கரைசலிலும் கரைகிறது.

$$Cu_2O + 4NH_3 + H_2O \longrightarrow 2[Cu(NH_3)_2]OH$$

$$Cu_2O + 6KCN + H_2O \longrightarrow 2K_2[Cu(CN)_3] + 2KOH$$

இக்கரைசல்களில் நிறமற்ற $[Cu(NH_3)_2]^+$ மற்றும் $[Cu(CN)_3]^{--}$ அயனிகள் உள்ளன.

குப்ரஸ் ஆக்ஸைடு பீங்கான், கண்ணாடி ஆகியவற்றிற்கு நிறங்கொடுக்கும் பொருளாகவும், துருப்பிடிக்காமல் இருப்பதற்காக பூசப்படும் பெயின்ட் தயாரிக்கவும் உபயோகப்படுகிறது.

குப்ரஸ் ஹைடிராக்ஸைடு (CuOH) : Cu^{+} உப்புக் கரைசலுடன் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு கரைசலைச் சேர்க்கும் போது, மஞ்சள் நிற வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. இது நீரேறிய Cu_2O என கருதப்படுகிறது. சூடு செய்யும்போது இது செந்நிற Cu_2O வாக மாறுகிறது.

குப்ரஸ் ஹாலைடுகள் (**Cuprous halides**) : குப்ரஸ் ஃபுளூரைடு தயாரிக்கப்படவில்லை.

காப்பர் (II) சல்ஃபேட்டை அதிக அளவு காப்பர் தூளுடன் சேர்த்து, ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் கொதிக்க வைத்து, காப்பர் (I) குளோரைடை தயாரிக்கின்றனர்.

$$CuSO_4 + 2HCl \longrightarrow CuCl_2 + H_2SO_4$$

$$CuCl_2 + Cu \longrightarrow Cu_2Cl_2$$

குப்ரஸ் புரோமைடும் இம்முறைப்படியே தயாரிக்கப் படுகிறது.

$$CuBr_2 + Cu \longrightarrow Cu_2Br_2$$

காப்பர் தூள்களை, சிறிதளவு நைட்ரிக் அமிலம் அல்லது பொட்டாசியம் குளோரேட் கலந்த அதிக அளவு ஹைடிரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் வினைக்குட்படுத்தி இச் சேர்மத்தைப் [CuCl] பெறலாம்.

குப்ரிக் குளோரைடு, சிங்க் அல்லது சல்ஃபர் டை-ஆக்ஸைடினால் ஒடுக்கப்படும்போது Cu (I) குளோரைடு கிடைக்கிறது.

$$2CuCl_2 + Zn \longrightarrow Cu_2Cl_2 + ZnCl_2$$

$$2CuCl_2 + 2H_2O + 2SO_2 \longrightarrow Cu_2Cl_2 + 2HCl + H_2SO_4$$

குப்ரஸ் குளோரைடு நீரில் கரையாத வெண்ணிறத் திண்மம். குப்ரஸ் புரோமைடு வெளிரிய மஞ்சள் நிறப் பொருள். இதுவும் நீரில் கரைவதில்லை.

CuCl, HCl-ல் கரைந்து ஹைடிரோ குப்ரிக் குளோரைடைத் தருகிறது.

$$CuCl + HCl \longrightarrow H[CuCl_2]$$

இக் கரைசல் கார்பன் மோனாக்ஸைடுடன் வினைபட்டு $CuCl. CO. 2H_2O$ சேர்மத்தைத் தருகிறது. இச் சேர்மம் வெப்பப்படுத்தும்போது, கார்பன் மோனாக்ஸைடு வெளிப்படுத்தப்படுகிறது. எனவேதான் குப்ரஸ் குளோரைடு கரைசல் கார்பன் மோனாக்ஸைடு வாயுவை அதன் வாயுக் கலவையிலிருந்து பிரித்தெடுக்கவும், தூய்மைப்படுத்தவும் பயன்படுகிறது.

குப்ரஸ் குளோரைடு அம்மோனியாவில் கரைந்து டை-அமினோ காப்பர் (I) ஹைடிராக்ஸைடைத் $[Cu(NH_3)_2]OH$ தருகிறது. இக் கரைசலும் கார்பன் மோனாக்ஸைடை உறிஞ்சும் பண்பைப் பெற்றது. மேலும் இக்கரைசல் அசிட்டிலீனுடன் வினைபட்டு செந்நிற குப்ரஸ் அசிட்டிலைடு (Cu_2C_2) வீழ்படிவைத் தருகிறது. எனவே, அசிட்டிலீனைக் கண்டறிய இவ் வினை பயன்படுகிறது.

சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடுடன் வினைப்படுத்தும்போது இச் சேர்மம் மஞ்சள் நிற வீழ்படிவைத் தருகிறது. இது வெப்பப்படுத்தும்போது செந்நிற காப்பர் (I) ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

$$2CuCl + 2NaOH \longrightarrow Cu_2O + 2NaCl + H_2O$$

ஆக்ஸிஜனேற்றிகளால், இது குப்ரிக் குளோரைடாக மாற்றப்படுகிறது.

$$2CuCl + 2HCl + (O) \longrightarrow 2CuCl_2 + H_2O$$

குப்ரஸ் அயோடைடை கீழ்க்காணுமாறு தயாரிக்கலாம். காப்பர் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன் பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலைச் சேர்க்கும்போது, வெண்ணிற, கரையாத Cu_2I_2 வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. பருமனறி பகுப்பில் காப்பரின் எடையை நிர்ணயிக்கும் சோதனையில் இவ்வினை நிகழ்கிறது. அயோடைடு, சயனைடு போன்ற அயனிகளின் முன்னிலையில் காப்பர்(I) நிலை நிலைப்புத் தன்மை பெற்றது என்பது குறிப்பிடத்தக்கது. எனவே, Cu_2I_2, CuCN ஆகியவை எளிதில் தயாரிக்கப்படுகின்றன. காப்பர் (I) ஹாலைடுகளில் அதன் அயோடைடே அதிக நிலைப்புத் தன்மை பெற்றதாகும்.

குப்ரஸ் சயனைடு (CuCN) : காப்பர் (I) அயோடைடு தயாரிக்கும்முறை போலவே, காப்பர் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன், பொட்டாசியம் சயனைடு கரைசலைச் சேர்த்தால் இச் சேர்மம் (கரையாத) வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

$$2Cu^{++} + 4CN^- \longrightarrow 2CuCN\downarrow + (CN)_2$$

இச் சேர்மம் அதிக அளவு பொட்டாசியம் சயனைடில் கரைந்து பொட்டாசியம் குப்ரோ சயனைடைத் $[K_3Cu(CN)_4]$ தருகிறது. காப்பர் உலோகமே பொட்டாசியம் சயனைடுக் கரைசலில் கரைந்து இந்த அணைவுச் சேர்மத்தைத் தருகிறது.

குப்ரஸ் சல்ஃபேட்டு (Cu_2SO_4): குப்ரஸ் ஆக்ஸைடு டைமித்தைல் சல்ஃபேட்டுடன் வினைபட்டு, பழுப்பு நிற குப்ரஸ் சல்ஃபேட்டைத் தருகிறது. இவ்வினை 160°C-ல் நன்கு நடக்கிறது.

$$Cu_2O + (CH_3)_2SO_4 \longrightarrow Cu_2SO_4 + CH_3—O—CH_3$$

நீரற்ற நிலையில் இச்சேர்மம் நிலையானது. ஈரக்காற்றில் இச்சேர்மம் குப்ரிக் சல்ஃபேட்டாகவும், காப்பராகவும் மாற்றமடைகிறது.

காப்பர் (I) அணைவுச் சேர்மங்கள் (Copper (I) complex compounds)

அம்மோனியா, ஹாலைடு அயனி, சயனைடு போன்ற ஓரிணைய ஈணிகளுடன் (ligand) Cu^+ அயனி நிலையான அணைவுச் சேர்மங்களைத் தருகிறது.

காப்பர் (I) ஆக்ஸைடு, அம்மோனியாவில் கரைந்து டை அம்மீன் காப்பர் (I) ஹைடிராக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

$$Cu_2O + H_2O \rightleftharpoons 2Cu(OH)$$

$$CuOH \longrightarrow Cu^+ + OH^-$$

$$Cu^+ + 2NH_3 + (OH^-) \longrightarrow [Cu(NH_3)]OH$$

இதுபோலவே குப்ரஸ் குளோரைடு அம்மோனியாவில் கரைந்து, டைஅம்மீன் காப்பர் (I) குளோரைடைத் தருகிறது.

$$Cu^+ + Cl^- + 2NH_3 \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_2]Cl \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_2]^+Cl^-$$

காப்பர் (II) சல்ஃபேட்டுடன் அதிக அளவு பொட்டாசியம் சயனைடுக் கரைசலைச் சேர்க்கும்போது, பொட்டாசியம் டெட்ரா சயனோ குப்ரேட்டைத் தருகிறது.

$$CuSO_4 + 2KCN \longrightarrow Cu(CN)_2 + K_2SO_4$$

$$2Cu(CN)_2 \longrightarrow Cu_2(CN)_2 + (CN)_2\uparrow$$

$$Cu_2(CN)_2 + 6KCN \longrightarrow 2K_3Cu(CN)_4$$

இவை தவிர அசிட்டிலீன் அணைவுச் சேர்மங்களும், கார்பன் மோனாக்ஸைடு அணைவுச் சேர்மங்களும் தயாரிக்கப் பட்டுள்ளன.

காப்பர் (II) சேர்மங்கள்

இணைதிறன் +2 நிலையில் காப்பர் பல நிலைப்புத் தன்மை பெற்ற சேர்மங்களைத் தருகிறது. Cu^{2+}ஐ மேலும் Cu^{3+}ஆக ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்வது கடினமாகும். Cu^{2+} நிலையில் பல சேர்மங்களையும், அணைவுச் சேர்மங்களையும் தயாரித்துள்ளனர்.

குப்ரிக் ஆக்ஸைடு (CuO): காப்பர் நைட்ரேட், கார்பனேட் ஆகியவற்றைச் சூடேற்றும்பொழுது இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது.

$$2Cu(NO_3)_2 \longrightarrow 2CuO + 4NO_2 + O_2$$

$$CuCO_3 \longrightarrow CuO + CO_2\uparrow$$

காப்பரின் தாதுவாகிய மாலசைட்டை (malachite) சூடாக்கினால் இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது. தொழிற்சாலை முறையில் அதிக அளவு காப்பர் ஆக்ஸைடு இவ்வினையின் மூலம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$CuCO_3.Cu(OH)_2 \longrightarrow 2CuO + H_2O + CO_2$$

இது நீரில் கரையாத, கருமையான திண்மம். 800°Cக்கு மேல் குப்ரஸ் ஆக்ஸைடாக ஒடுக்கப்படுகிறது.

$$4CuO \longrightarrow 2Cu_2O + O_2\uparrow$$

250°C வெப்பநிலையில் கார்பன் மோனாக்ஸைடு, ஹைட்ரஜன் ஆகியவற்றால் உலோகமாக ஒடுக்கப்படுகிறது.

$$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$$

$$CuO + CO \longrightarrow Cu + CO_2 \uparrow$$

இது ஒரு கார ஆக்ஸைடு ஆகையால், அமிலங்களுடன் வினைபட்டு உப்புக்களைத் தருகிறது.

$$CuO + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + H_2O$$

$$CuO + 2HCl \longrightarrow CuCl_2 + H_2O$$

கண்ணாடிக்குப் பச்சை நிறத்தைக் கொடுக்கும் பொருளாகவும், கரிம வேதியியலில் கார்பன், ஹைடிரஜன் ஆகியவற்றைக் கண்டறிவதற்கும், அளவிடுவதற்கும், பெட்ரோலியத் தொழிற்சாலையில் பெட்ரோலியத்திலிருந்து சல்ஃபரை நீக்கவும் காப்பர் ஆக்ஸைடு பயன்படுகிறது.

குப்ரிக் ஹைடிராக்ஸைடு $[Cu(OH)_2]$: காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசலுடன், சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடைச் சேர்க்கும் போது, நீலநிற குப்ரிக் ஹைடிராக்ஸைடு வீழ்படிவாகிறது. இது வடிகட்டப்பட்டு, குறைந்த வெப்பநிலையில் உலர்த்தப்படுகிறது.

$$CuSO_4 + 2NaOH \longrightarrow Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$$

இச்சேர்மத்தைப் படிகங்களாகவும் பெறலாம். வெப்பப் படுத்தும்போது, நீர் நீக்கப்பட்டு, குப்ரிக் ஆக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

$$Cu(OH)_2 \xrightarrow{\Delta} CuO + H_2O$$

ஆக்ஸைடைப்போல, ஹைடிராக்ஸைடும் காரத்தன்மை பெற்றுள்ளதால், அமிலங்களில் கரைந்து உப்புக்களைத் தருகிறது.

குப்ரிக் ஹைடிராக்ஸைடு அம்மோனியாவில் கரைந்து, அடர் நீல நிற டெட்ரா அமீன் அணைவுச் சேர்மத்தைத் தருகிறது.

$$Cu(OH)_2 + 4NH_3 \longrightarrow Cu(NH_3)_4(OH)_2 \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_4]^{++} + 2OH^-$$

இச்சேர்மம் வலுக்குறைந்த அமிலத் தன்மையை பெற்றுள்ளதால் அடர் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடில் கரைந்து, கரு நீல நிற $[Cu_n(OH)_{2n-2}]^{++}$ அயனிகளைத் தருகிறது.

செயற்கைப் பட்டு தயாரிக்கும் தொழிற்சாலைகளில் செல்லுலோசைக் (cellulose) கரைப்பதற்கு இச்சேர்மம் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

குப்ரிக் சல்ஃபைடு (CuS) : அமில ஊடகத்தில் (medium) காப்பர் (II) சேர்மக் கரைசலினுள் ஹைடிரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்தும்போது, கருப்பு நிற குப்ரிக் சல்ஃபைடு வீழ்படிவாகிறது. இது ஒரு நல்ல வெப்பக் கடத்தியாகும்.

காப்பர் (II) ஹாலைடுகள் : இவை யாவும் நீரில் கரைகின்றன.

குப்ரிக் ஃபுளூரைடு (CuF_2) : காப்பர் ஆக்ஸைடை ஹைடிரோ ஃபுளூரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, இச்சேர்மம் பெறப்படுகிறது.

$$CuO + 2HF \xrightarrow{\Delta} CuF_2 + H_2O$$

நீரற்ற நிலையில் இது நிறமற்றது, நீரேறிய நிலையில் இது நீல நிறப் படிகங்களாக உள்ளது.

குப்ரிக் குளோரைடு ($CuCl_2$ **மற்றும்** $CuCl_2.2H_2O$) : நீரற்ற குப்ரிக் குளோரைடு, காப்பரை குளோரினில் எரிப்பதால் கிடைக்கிறது. இது மஞ்சள் நிறமுடையது.

காப்பர் ஹைடிராக்ஸைடு அல்லது கார்பனேட்டு ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் கரைக்கப்பட்டு, பின் கரைசல் அடர்ப்பிக்கப்பட்டு கிடைக்கும் படிகங்கள் நீரேறியதாகவும், நீல நிறமாகவும் உள்ளன. இவை $CuCl_2.2H_2O$ ஆக உள்ளன.

குப்ரிக் குளோரைடின் நீர்த்த கரைசல் நீல நிறமாயும், அடர்க் கரைசல் பச்சை நிறமாயும் உள்ளன, முன்னைய நிறம் நீரேறிய குப்ரிக் அயனிகளாலும் $[Cu(H_2O)_4]^{++}$, பின்னது $[Cu(H_2O)_4]^{++}$ மற்றும் $[CuCl_4]^{--}$ அயனிக் கலவையாலும் உண்டாகிறது என்று அறியப்படுகிறது. இக் கரைசலை மின்

பகுப்புக்கு உட்படுத்தும்போது, காப்பர் இரண்டு மின்முனை களையும் நோக்கியும் நகர்வது இக் கருத்தை மெய்ப்பிப்பதாக உள்ளது.

குப்ரிக் குளோரைடுடன் அம்மோனியம் ஹைடிராக் ஸைடைச் சேர்க்கும்போது, கருநீலக் கரைசல், $[Cu(NH_3)_4]^{++}$ அயனியினால் கிடைக்கிறது. இக் கரைசல் அடர்ப்பிக்கப்படும் போது கருநீல நிற டெட்ரா அமீன் குப்ரிக் குளோரைடு $[Cu(NH_3)_4]Cl_2.H_2O$ கிடைக்கிறது.

நீரற்ற குளோரைடு சூடுபடுத்தப்படும்போது, குப்ரஸ் குளோரைடும் குளோரினும் கிடைக்கிறது.

$$2CuCl_2 \longrightarrow 2CuCl + Cl_2$$

நீரேறிய குளோரைடு இவ் வினையில் ஹைடிரஜன் குளோ ரைடைக் கொடுக்கிறது.

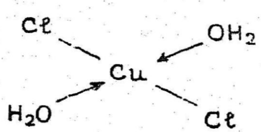
$$CuCl_2.2H_2O \longrightarrow CuCl_2.H_2O + H_2O$$

$$CuCl_2.H_2O \longrightarrow CuO + 2HCl$$

$$CuCl_2.2H_2O \longrightarrow CuCl_2 + 2H_2O$$

$$2CuCl_2 \longrightarrow 2CuCl + Cl_2$$

நீரேறிய குப்ரிக் குளோரைடின் அமைப்புக் கீழ்க்காணு மாறு குறிக்கப்படுகிறது.



குப்ரிக் புரோமைடு ($CuBr_2$): காப்பரும், புரோமினும் வினைபட்டு, கருப்புநிற குப்ரிக் புரோமைடைக் கொடுக் கிறது. இதன் நீர்க்கரைசல் பழுப்பு நிறமுடையது. இக் கரைசல் நீர்க்கப்படும்போது, நிறம் பச்சையாக மாறி பின் நீலமாக மாறுகிறது.

குளோரைடைப் போலவே, புரோமைடும் வெப்பத்தால் சிதைவடைகிறது.

$$2CuBr_2 \longrightarrow 2CuBr + Br_2$$

காப்பர் சல்ஃபேட் ($CuSO_4$) : காப்பரின் உப்புக்களுள் முக்கியமானது காப்பர் சல்ஃபேட்டாகும்.

காப்பரை சூடான அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினைக்குட்படுத்துவதால் இச் சேர்மம் கிடைக்கிறது.

$$Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + 2H_2O + 2SO_2$$

தொழிற்சாலை முறையில், காப்பர் நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் காற்றின் முன்னிலையில் வினைப்படுவதன்மூலம், இச் சேர்மம் பெருமளவில் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$\tfrac{1}{2}O_2 + 2Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2CuSO_4 + 2H_2O$$

லெட் பூசப்பட்ட கோபுரத்தில் காப்பர் எடுத்துக் கொள்ளப் படுகிறது. இக் கோபுரத்தின் மேலிருந்து கீழ்நோக்கி நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலமும் கீழிருந்து மேல்நோக்கி நீராவியும், காற்றும் செலுத்தப்படுகிறது. மேற்கண்டவாறு வினை நிகழ்ந்து காப்பர் சல்ஃபேட் உண்டாகி, பின் அதன் நீர்க் கரைசல் கிடைக்கிறது. இக் கரைசல் அடர்ப்பிக்கப்பட்டு, $CuSO_4.5H_2O$ (பென்டா ஹைடிரேட்டு) கிடைக்கிறது. இச் சேர்மம் நீல நிறப் படிகங்களாகும்.

காப்பரின் தாதுவாகிய மாலசைட் அல்லது அசூரைட்டி லிருந்தும் நேரடியாக காப்பர் சல்ஃபேட்டைப் பெறலாம். தாது அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் சேர்க்கப்பட்டு பல மணி நேரம் வைக்கப்படுகிறது. பின் கரைசலில் கிடைத்த காப்பர் சல்ஃபேட்டு அடர்ப்பிக்கப்பட்டு பிரித்தெடுக்கப்படு கிறது.

காப்பர் சல்ஃபேட்டு அதன் பென்டா ஹைடிரேட்டாக ($CuSO_4.5H_2O$) படிகமாகிறது. இது நீல நிறப் படிகமாகும். நீரில் எளிதில் கரைகிறது. வெப்பப்படுத்தும்போது, நீர்மூலக் கூறுகள் வெளியேறுவதால், நிறத்தை இழக்கிறது. நீரற்ற காப்பர் சல்ஃபேட்டு நிறமற்ற சேர்மமாகும்.

$$\underset{\text{நீலம்}}{CuSO_4.5H_2O} \xrightarrow{\text{காற்றில்}} \underset{\text{வெளிறிய நீலம்}}{CuSO_4.3H_2O} \xrightarrow{100°C}$$

$$\underset{\text{நீலம் பூத்த வெண்மை}}{CuSO_4.H_2O} \xrightarrow{230°C} \underset{\text{நிறமற்றது}}{CuSO_4}$$

நீரற்ற, நிறமற்ற காப்பர் சல்ஃபேட்டுடன் நீரைச் சேர்த்தால், அது தன் பழைய நீல நிறத்தைப் பெறுகிறது. எனவே, இச் சோதனை நீரைக் கண்டறியப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

காப்பர் சல்ஃபேட் சூடாக்கும் பொழுது சல்ஃபர் டையாக்ஸைடையும், ஆக்ஸிஜனையும் கொடுக்கிறது.

$$2CuSO_4 \longrightarrow 2CuO + 2SO_2 + O_2$$

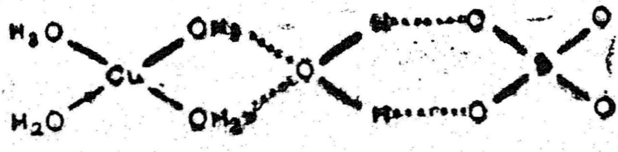
இதன் நீர்க்கரைசலில் குப்ரிக் அயனி (Cu^{++}) இருக்கும். எனவே, இக் கரைசல் அம்மோனியாவுடன் வினைபட்டு அடர் நீல நிற குப்ரம்மோனியம் அயனியைத் $[Cu(NH_3)_4]^{++}$ தருகிறது.

காப்பர் சல்ஃபேட்டுக் கரைசல் பொட்டாசியம் அயோடைடிலிருந்து, அயோடினை வெளியேற்றுகிறது.

$$2CuSO_4 + 4KI \longrightarrow Cu_2I_2 + I_2 + 2K_2SO_4$$

வெளிவரும் அயோடின் சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன் ஸ்டார்ச்சு நிறங்காட்டியைக் கொண்டு, தரம் பார்க்கப் படுகிறது. இவ் வினை காப்பர் சல்ஃபேட்டை அளவிடப் பயன்படுகிறது.

$CuSO_4.5H_2O$–ன் அமைப்பு கீழ்க்காணுமாறு உள்ளதாகக் கருதப்படுகிறது.



இங்கு நான்கு நீர் மூலக் கூறுகள் காப்பர் அயனியுடன் ஈதல் பிணைப்பினால் ஒரே தளத்தில் ஆர வடிவில் இணைக்கப் பட்டுள்ளன. ஐந்தாவது நீர் மூலக்கூறு, சல்ஃபேட்டு அயனிக்

தளத்தில் உள்ள இரு நீர் மூலக்கூறுக்கும் இடையே ஹைடிரஜன் பிணைப்பினால் இணைக்கப்பட்டுள்ளது.

ஆங்கிலத்தில் இதை புளூ விட்ரியால் (blue vitriol) என்பர். மயில் துத்தம் என்னும் பெயரில் இச்சேர்மம் கடைகளில் விற்கப்படுகிறது. மின்முலாம் பூசும் தொழிற்சாலைகளிலும், மின்பகுப்பு முறைகளில் காப்பரை தூய்மைப்படுத்தவும், காலிக்கோ தொழிற்சாலைகளிலும் பெரிதும் பயன்படுகிறது. மேலும் இது காளான் கொல்லியாகவும் (fungicide) பயன்படுகிறது. சுட்ட சுண்ணும்பும், காப்பர் சல்ஃபேட்டும் கலந்த கலவை போர்டோ கலவை (Bordeaux mixture) என்னும் பெயரில், சாராயத்திலும், பல செடி கொடிகளிலும் காளான் பரவுவதைத் தடுக்கும் பொருளாகவும் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. பல காப்பர் அணைவுச் சேர்மங்களைத் தயாரிக்கவும், நீரைக் கண்டறியவும், தனி ஆல்கஹாலைக் (absolute alcohol) கண்டறியவும் இது பயன்படுகிறது.

குப்ரிக் நைட்ரேட்டு $[Cu(NO_3)_2]$: காப்பரையோ, காப்பர் ஆக்ஸைடையோ நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைக்குட்படுத்துவதன் மூலம் இச் சேர்மத்தைப் பெறலாம். இது நீர்க்கும் தன்மை பெற்ற பொருளாகும். வெப்பப்படுத்தும்போது ஆக்ஸிஜனை வெளிவிடுகிறது.

$$2Cu(NO_3)_2 \longrightarrow 2CuO + 4NO_2 + O_2$$

N_2O_4 ஈத்தைல் அசிடேட்டில் கரைந்த கரைசலில் காப்பர் உலோகம் எளிதில் கரைகிறது. இதிலிருந்து $Cu(NO_3)_2.N_2O_4$ என்னும் வாய்பாடைப் பெற்ற சேர்மம் படிகமாக்கி பிரிக்கப்படுகிறது. வெப்பப்படுத்தும்போது இச் சேர்மம் நீரற்ற காப்பர் நைட்ரேட்டைக் கொடுக்கிறது. குறைந்த அழுத்தத்தில் வெப்பப்படுத்தும்போது, நீரற்ற இச் சேர்மம் பதங்கமாகிறது (sublimes).

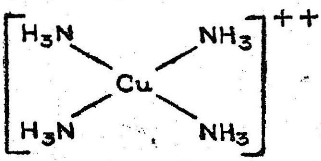
காப்பர் II-ன் அணைவுச் சேர்மங்கள்: காப்பர் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன் அம்மோனியம் ஹைடிராக்ஸைடைச் சேர்த்தால் முதலில் குப்ரிக் ஹைடிராக்ஸைடு வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இச்சேர்மம் அதிக அளவு அம்மோனியாவில் கரைந்து, அடர் நீல நிறக் கரைசலைக் கொடுக்கிறது. இந்நிறம் டெட்ரா அமீன் குப்ரிக் அயனியால் $[Cu(NH_3)_4]^{++}$ ஏற்படுகிறது.

$$CuSO_4 + 2NH_4OH \longrightarrow Cu(OH)_2 + (NH_4)_2SO_4$$

$$Cu(OH)_2 \rightleftharpoons Cu^{++} + 2OH^-$$

$$Cu^{++} + 4NH_3 \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_4]^{++}$$

இவ்வயனியின் அமைப்பு கீழே தரப்பட்டுள்ளது.



இக் கரைசலுடன் ஆல்கஹாலைச் சேர்த்து டெட்ராஅமீன் குப்ரிக் சல்ஃபேட்டு $[Cu(NH_3)_4]SO_4.4H_2O$ படிகங்கள் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன.

டெட்ரா அமீன் குப்ரிக் அயனியின் நீல நிறக் கரைசல் செல்லுலோஸைக் (cellulose) கரைக்குமாதலால், இக்கரைசல் ச்விட்சர் கரணி (Schweitzer's reagent) என்னும் பெயரில் செயற்கைப் பட்டு தயாரிக்கும் தொழிற்சாலையில் பயனுகிறது.

பல குப்ரிக் சேர்மங்கள் நீரில் கரைந்து குப்ரிக் அயனியைக் கொடுக்கின்றன. இவ்வயனி நீரேறிய நிலையில் உள்ளது. இதன் வாய்பாடு $[Cu(H_2O)_6]^{++}$. இதிலிருந்து ஒவ்வொரு நீர் மூலக்கூருக அம்மோனியாவினுல் இடப்பெயர்ச்சி செய்ய இயலும். $[Cu(NH_3)(H_2O)_5]^{++}$, $[Cu(NH_3)_2(H_2O)_4]^{++}$, $[Cu(NH_3)_3(H_2O)_3]^{++}$, $[Cu(NH_3)_4(H_2O)_2]^{++}$. ஆனுல், ஐந்து, ஆருவது நீர் மூலக்கூறுகளை அம்மோனியாவினுல் இடப் பெயர்ச்சி செய்ய முடியாது. இவ்வுண்மை Cu^{++} அயனியுடன் நான்கு நீர் மூலக்கூறுகள் பிணைக்கப்பட்டிருக்கும் விதம் மற்ற இரண்டு மூலக்கூறுகள் இணைக்கப்பட்டிருக்கும் விதத்தினின்றும் மாறுபட்டுள்ளது என்பதை விளக்குகிறது.

Cu (III) சேர்மங்கள் : காப்பர் +3 இணைதிறன் நிலையில் மிகக் குறைந்த சேர்மங்களையே தருகின்றன. பொட்டாசியம் குளோரைடு-குப்ரிக் குளோரைடு கலவை ஃபுளூரினுடன் வினைப்படும்போது K_3CuF_6 என்னும் பச்சை நிறச் சேர்மம் கிடைக்கிறது. இதில் காப்பரின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் +3. காப்பர் ஆக்ஸைடையும், பொட்டாசியம் ஆக்ஸைடையும்

வெப்பப்படுத்தும்போது, பொட்டாசியம் குப்ரேட் ($KCuO_2$) கிடைக்கிறது. இச்சேர்மங்கள் ஆக்ஸிஜனேற்றிகளாகச் செயல்படுகின்றன.

பண்பறி பகுப்பு முறையில் காப்பரைக் கண்டறிதல்: 1. சுடர் சோதனையில் காப்பர் சேர்மங்கள் புன்சன் சுடருக்கு பச்சை கலந்த நீல நிறத்தைத் தருகின்றன. 2. போராக்ஸ் மணிச் சோதனையில் (borax-bead test), குளிர்ந்த நிலையில் நீல நிறமாயும், சூடான நிலையில் பச்சை நிறத்தையும் பெற்ற மணி (bead) கிடைக்கிறது. 3. கரிக்குழிச் சோதனையில் (charcoal cavity test) சிவப்பு நிற செதில்கள் உண்டாகின்றன. 4. காப்பர் உப்பின் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலக் கரைசலுடன் ஹைடிரஜன் சல்ஃபைடைச் செலுத்தும்போது, காப்பர் சல்ஃபைடு கருப்பு நிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இச் சேர்மம் மஞ்சள் நிற அம்மோனியம் சல்ஃபைடுக் கரைசலில் கரைவதில்லை (இதைப் பயன்படுத்தி ஆர்சனிக், ஆன்டிமனி, டின் சல்ஃபைடுகள் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன). நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைகிறது. இதன் மூலம் மெர்க்குரிக் சல்ஃபைடு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இக்கரைசலுடன் மிகை அளவு அம்மோனியம் ஹைடிராக்ஸைடு சேர்ப்பதால், காப்பரும், காட்மியமும் அணைவு அயனிகளாக மாறி கரைந்து கரைசலிலேயே இருக்கும். பிஸ்மத் அதன் ஹைடிராக்ஸைடாக வீழ்படிவாகிறது.

காப்பர், காட்மியம் இவற்றைப் பிரித்தெடுப்பதன் தத்துவம் வருமாறு: குப்ரோ சயனைடு அயனி $[Cu(CN)_3]^{2-}$ காட்மியம் சயனைடு அயனியை $[Cd(CN)_4]^{2-}$ விட அதிக நிலைப்புத் தன்மை பெற்றது. பின்னைய அயனி சிறிதளவு பிரிகை அடைந்து Cd^{++} அயனிகளைக் கொடுக்கிறது. எனவே, காட்மியம், காப்பர் உப்புக் கரைசல்களுடன் பொட்டாசியம் சயனைடுக் கரைசலைச் சேர்த்து, பின் ஹைடிரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்தினால், காட்மியம் மட்டுமே அதன் சல்ஃபைடாக வீழ்படிவாகிறது. காப்பர் கரைசலிலேயே தங்குகிறது.

மற்றொரு முறைப்படியும் காப்பர் காட்மியம் பிரிக்கப்படுகின்றன. காப்பர்—காட்மியம் உப்பின் அடர் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலக் கரைசலினுள் ஹைடிரஜன் சல்ஃபைடைச் செலுத்தினால், காப்பர் மட்டுமே அதன் சல்ஃபைடாக வீழ்படிவாகிறது. இக்கரைசலிலிருந்து காட்மியம் சல்ஃபைடு வீழ்படி

வாவதில்லை. நீர்த்த அமிலக் கரைசலிலிருந்துதான் காட்மியம் வீழ்படிவாகிறது. இவ்வுண்மையை காப்பர் சல்ஃபைடு, காட்மியம் சல்ஃபைடு ஆகியவற்றின் கரைதிறன் பெருக்க மதிப்புகளிலிருந்து (solubility product) விளக்கலாம்.

அளவறி பகுப்பு முறை: (1) காப்பர் சல்ஃபேட்டு பொட்டாசியம் அயோடைடுடன் வினைபட்டு, அயோடினை வெளிப்படுத்துகிறது. வெளிவந்த அயோடின், சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன் ஸ்டார்ச்சுக் கரைசலை நிறங்காட்டி (indicator)யாகக் கொண்டு, தரம் பார்க்கப்படுகிறது. இம்முறைப்படி பருமனறி பகுப்பில் அயோடின் அளவியல் (Iodometry) முறையில் காப்பர் அளவிடப்படுகிறது.

(2) எடையறி பகுப்பில் (gravimetric analysis), காப்பர் குப்ரஸ் தயோசயனேட்டாக வீழ்படிவாக்கப்பட்டு, பின் அதன் எடை கண்டு பிடிக்கப்படுகிறது. காப்பர் உப்புக் கரைசலினுள் முதலில் சல்ஃபர் டை,ஆக்ஸைடுசெலுத்தப்படுகிறது. இதனுல் Cu^{++} அயனி Cu^{+} அயனியாக ஒடுக்கப்படுகிறது. பின் அம்மோனியம் தயோசயனேட்டுக் கரைசலைச் சேர்ப்பதனுல், குப்ரஸ் தயோசயனேட்டு வீழ்படிவாகிறது.

$$2CuSO_4 + 2H_2O + SO_2 \longrightarrow Cu_2SO_4 + 2H_2SO_4$$

$$Cu_2SO_4 + 2NH_4CNS \longrightarrow Cu_2(CNS)_2 + (NH_4)_2SO_4$$

சில்வர் (Silver)

சில்வர் உலோகம் பல ஆண்டுகளாக மக்களால் பயன் படுத்தப்பட்டு வருகிறது. பளபளப்பாக உள்ளதால், இது கிரேக்க மொழியில் அர்ஜென்டம் என்று அழைக்கப்படுகிறது. இந்த பெயரைக் கொண்டே இத்தனிமத்திற்கு Ag என்னும் குறியீடு வழங்கப்பட்டுள்ளது.

தோன்றும் விதம்: சில்வர் இயற்கையில் பரவலாகக் காணப்படுகிறது. இது தனிம நிலையிலும், சேர்மங்களாகவும் கிடைக்கிறது. தனிம நிலையில் கனடா, மெக்சிகோ, தென் அமெரிக்கா போன்ற இடங்களில் கிடைக்கிறது. இவ்வுலோகத்தின் தாதுக்களாவன:

ஹார்ன் சில்வர் (horn silver)—AgCl

சில்வர் க்ளான்ஸ் (silver glance)—Ag_2S

பைரார்ஜிரைட் (pyrargyrite)
அல்லது ரூபி சில்வர் —Ag_3SbS_3

ப்ரௌஸ்டைட் (proustite)—Ag_3AsS_3

காப்பர், சில்வர் க்ளான்ஸ்—$(Ag, Cu)_2S$

காப்பர் மற்றும் லெட் தாதுக்களுடன் சில்வரும் சிறிதளவு கலந்துள்ளதால், இவற்றைத் தயாரிக்கும் பொழுது சில்வர் உடன் விளைவாகக் கிடைக்கிறது. காப்பரின் உலோக வியலில், மின்பகு தூய்மைப்படுத்தும் முறையில் (electrolytic refining) கிடைக்கும் நேர்மின்வாய் வண்டலிலிருந்தும் (anode mud) சில்வர் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

1. சயனைடு முறை (**Cyanide process**): எடுத்துக் கொள்ளப்படும் தாது சில்வர் சல்ஃபைடைப் பெற்றிருந்தால், தாது முதலில் நுரை மிதப்பு முறைப்படி (froth floatation process) அடர்ப்பிக்கப்படுகிறது. நன்கு பொடி செய்த தாதுவை நீருடனும், சிறிது பைன் எண்ணெயுடனும் கலந்து, பின் காற்றை இக் கலவையினுள் செலுத்துகிறார்கள். சல்ஃபைடு தாது எண்ணெயினால் ஈரமாக்கப்பட்டு, உண்டாகும் நுரைக்கு எழும்பிச் செல்கிறது. மணல் முதலிய மற்ற மாசுகள் நீரால் நனைக்கப்பட்டு அடியில் வீழ்படிவாகத் தங்குகின்றன. நுரை பிரித்தெடுக்கப்பட்டு தாது தனியே எடுக்கப்படுகிறது.

இவ்வாறு அடர்ப்பிக்கப்பட்ட தாதுவுடன் 0·7% சோடியம் சயனைடுக் கரைசல் சேர்க்கப்படுகிறது. இக்கரைசலினுள் காற்று செலுத்தப்பட்டு, கரைசல் நன்கு கலக்கப்படுகிறது. தாதுவிலுள்ள சில்வர் சல்ஃபைடு சோடியம் அர்ஜென்டோ சயனைடு என்னும் அணைவுச் சேர்மமாக மாறி, கரைகிறது. மற்ற மாசுகள் வினைப்படாமல் அடியில் வீழ்படிவாகத் தங்குகின்றன.

$$Ag_2S + 4NaCN \rightleftharpoons 2Na[Ag(CN)_2] + Na_2S$$

இவ் வினை மீள் வினையாகும். கரைசலினுள் காற்றைச் செலுத்துவதனால், சோடியம் சல்ஃபைடு சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடாக மாறுகிறது.

$$4Na_2S + 2H_2O + 5O_2 \longrightarrow 2Na_2SO_4 + 4NaOH + 2S\downarrow$$

இதனுல் முன்னேக்கிய வினை (forward reaction) மேலும் மேலும் நிகழ ஏதுவாகிறது.

தாதுவில் உலோக சில்வரோ, சில்வர் குளோரைடோ இருப்பினும், அவையும் சில்வர் அர்ஜென்டோ சயனைடாக மாறி, கரைசலில் கரைகின்றன.

$$AgCl + 2NaCN \longrightarrow Na[Ag(CN)_2] + NaCl$$

கரையாத மாசுகள் வீழ்படிவாகின்றன. அவை வடிகட்டி அகற்றப்படுகின்றன. அர்ஜென்டோ சயனைடு கரைந்த கரைசலிலிருந்து, சிங்க் பொடியைச் சேர்த்தால், சில்வர் வீழ்படிவாகிறது.

$$2Na[Ag(CN)_2] + Zn \longrightarrow Na_2[Zn(CN)_4] + 2Ag \downarrow$$

வீழ்படிவாகிய சில்வர் தனியே பிரித்தெடுக்கப்பட்டு, சிறிதளவு பொட்டாசியம் நைட்ரேட் சேர்த்து உருக்கப்படுகிறது. சிங்க் போன்ற மாசுகள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்யப்படுகின்றன. தூய சில்வர் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

2. இரசக்கலவை முறை (Amalgamation process) : இம்முறையில் சில்வர் அடங்கிய தாது, காப்பர் (II) குளோரைடுடன் (அல்லது சோடியம் குளோரைடு—காப்பர்(II) சல்ஃபேட்டு கலவையுடன்) சேர்த்து, நன்கு பொடி செய்யப் பட்டு பின் நீருடன் சேர்த்து கூழாக்கப்படுகிறது. இதனுடன் மெர்க்குரியைத் சேர்த்தால், சில்வர் உண்டாகிறது. கிடைத்த சில்வர் அதிகமாக உள்ள மெர்க்குரியில் கரைந்து ஒரு இரசக் கலவையைக் கொடுக்கிறது. [உலோகங்கள் மெர்க்குரியில் கரைந்த கலவையை இரசக்கலவை (amalgam) என்பர்.]

$$Ag_2S + CuCl_2 \longrightarrow 2AgCl \downarrow + CuS$$

$$2AgCl + 2Hg \longrightarrow 2Ag + Hg_2Cl_2$$

இந்த இரசக்கலவை நன்கு கழுவப்பட்டு, பின் காய்ச்சி வடிக்கப்படுகிறது. மெர்க்குரி இவ்வாறு பிரித்தெடுக் கப்படுகிறது. சில்வர் தூய நிலையில் கிடைக்கிறது. இது பழங் கால முறையாகும். இக் காலத்தில் அதிக அளவு உபயோகப் படுத்தப்படவில்லை.

3. பார்க் முறை (**Parke's process**) : தாதுப் பொருளி லிருந்து பெற்ற லெட்டுடன் சிறிதளவு சில்வர் கலந்திருக்கும். பார்க் முறைப்படி இந்த சில்வர் லெட்டிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப் படுகிறது.

உருகிய லெட்டும், உருகிய சிங்கும் ஒன்றுடன் ஒன்று கரைவதில்லை. மேலும் சில்வர், உருகிய லெட்டைவிட உருகிய சிங்கில் அதிக அளவு கரைகிறது. சில்வர் கலந்த லெட்டுடன் சிறிதளவு சிங்க் சேர்க்கப்பட்டு உருக்கப்படுகிறது. இப்போது பங்கீடு விதிப்படி (distribution law) லெட்டில் உள்ள சில்வர், லெட்டிலிருந்து வெளியேறி சிங்க்கில் கரை கிறது. பின் கரைசலைக் குளிர வைத்தால் முதலில் சிங்க் திண்மமாகிறது. லெட் உருகிய நிலையில் இருக்கும்போதே திண்ம சில்வர் – சிங்க் கலவை துளையுள்ள அகப்பைகளால் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இது பின் காய்ச்சி வடிக்கப்படும் போது, சிங்க் ஆவியாகி வெளியேறிவிடும். இம் முறைப்படி கிடைக்கும் சில்வரில் சிறிதளவு லெட் இருக்கும்.

இவ்வாறு கிடைத்த சில்வர் க்யூபெல்லேஷன் முறைப்படி (cupellation process) தூய்மைப்படுத்தப்படுகிறது. க்யூப்பெல் எனக் கூறப்படும் மக்னீசியா, எலும்புச் சாம்பல், சிமென்ட் ஆகியவற்றாலாகிய தகழியில் சில்வர் கலந்த லெட் உருக்கப் படும். பின் ஒரு எதிர் வெப்ப உலையில் (reverberatory furnace) அதன் மேல் வெப்பக் காற்று செலுத்தப்படுகிறது. இதனால் லெட் ஆக்ஸிஜனேற்றமடைந்து லிதார்ஜ் (letharge) ஆக-அதன் ஆக்ஸைடாக (PbO) மாறுகிறது. விசையுடன் செலுத்தும் போது காற்றுடன் லெட் மோனாக்ஸைடு வெளியேற்றப்படு கிறது. சிறிதளவு லெட் மோனாக்ஸைடை க்யூப்பெல் உறிஞ்சிக் கொள்கிறது. எஞ்சியுள்ள வெள்ளி ஏறத்தாழ 99·5% தூய்மையான தாகும். இது மேலும் மின் பகுப்பு முறைப்படி தூய்மைப்படுத்தப்படுகிறது.

4. **நேர்மின் முனை வண்டலிலிருந்து** : மின் பகுப்பு முறைப்படி காப்பரை தூய்மைப்படுத்தும்போது, கோல்ட், லெட், சில்வர் போன்ற மாசுகள் கரையாமல் வீழ்படிவாக நேர்மின் முனைக்குக் கீழே தங்குகின்றன என்றும், இதை நேர் மின் முனை வண்டல் (anode mud) என்று அழைக்கிறோம். இதைப் பற்றி காப்பர் அத்தியாயத்தின் கீழ் பார்த்தோம். இதிலிருந்து தற்காலத்தில் பெருமளவு சில்வர் பிரித்தெடுக்கப் படுகிறது.

5. பேட்டின்சன் முறை (Pattinson's process) : சில்வர் கலந்த லெட்டை உருக்கி பின் மெதுவாகக் குளிரச் செய்தால், முதலில் லெட் மட்டுமே திண்மமாகிறது. எஞ்சியுள்ள உருகிய லெட்டில் சில்வரின் சதவீதம் அதிகரிக்கிறது. இம் முறைப்படி லெட்டிலுள்ள சில்வரின் அளவை அதிகரிக்கலாம். நிலைமை விதிப்படி (phase rule) இம் முறையின் தத்துவத்தை விளக்கலாம்.

மேற்கண்ட முறைகளின்படி தயாரித்த சில்வர் மின்பகுப்பு முறைப்படி தூய்மைப்படுத்தப்படுகிறது. 1% நைட்ரிக் அமிலம் கலந்த சில்வர் நைட்ரேட்டுக்கரைசலில், மாசுள்ள சில்வரை நேர்மின் முனையாகவும், தூய சில்வர் தகட்டை எதிர்மின் முனையாகவும் அமைத்து, மின்சாரத்தைச் செலுத்தவேண்டும். சில்வர் நேர்மின் முனையில் கரைந்து, தூய நிலையில் எதிர்மின் முனையில் படிகிறது.

பௌதிகப் பண்புகள் : இது பளபளப்பான வெண்மையான உலோகம். இதைக் கம்பியாக நீட்டவும், தகடாக அடிக்கவும் முடியும், மின்சாரத்தையும், வெப்பத்தையும் அதிக அளவில் கடத்துகிறது. இதன் உருகுநிலை 960°C, கொதிநிலை 1952°C, அடர்த்தி 10·5.

உருகிய சில்வர், அதன் கன அளவைப்போல் 20 மடங்கு ஆக்ஸிஜனை ஈர்த்துக் கொள்கிறது. இதைக் குளிர வைக்கும் போது (திண்மமாகும்போது), ஆக்ஸிஜன் வெளிவிடப்படுகிறது. இத்தன்மைக்கு 'வெள்ளியின் உமிழ்தல்' (spitting of silver) என்பர். இதனால் திண்ம வெள்ளியின் மேற்பரப்பில் கொப்புளங்கள் (blisters) காணப்படும்.

வேதியப் பண்புகள் : சாதாரண வெப்ப நிலைகளில் சில்வர் ஆக்ஸிஜனுடன் வினைப்படுவதில்லை. ஆனால் 200°C வெப்ப நிலையில் ஆக்ஸிஜனுடன் வினைபட்டு சில்வர் ஆக்ஸைடை உண்டாக்கும்.

$$4Ag + O_2 \longrightarrow 2Ag_2O$$

இது குளோரினால் தாக்கப்பட்டு, சில்வர் குளோரைடைக் கொடுக்கிறது.

$$2Ag + Cl_2 \longrightarrow 2AgCl$$

சூடான நிலையில் சல்ஃபர், புரோமின், அயோடின், செலினியம் ஆகியவற்றுடன் வினைபட்டு முறையே Ag_2S, AgBr, AgI, Ag_2Se ஆகியவற்றைக் கொடுக்கிறது.

ஹைடிரஜன் சல்ஃபைடு, ஹைடிரோஅயோடிக் அமிலம் ஆகியவற்றுடன் ஹைடிரஜனை வெளிப்படுத்துகிறது.

$$H_2S + 2Ag \longrightarrow Ag_2S + H_2$$

$$2Ag + 2HI \longrightarrow AgI + H_2$$

இதன் காரணமாகவே, ஹைடிரஜன் சல்ஃபைடு கலந்த காற்றில் ஒரு சில்வர் நாணயம் வைக்கப்பட்டிருந்தால், அது சாம்பல் நிறத்தை (Ag_2S உண்டாவதால்) அடைகிறது.

நீர்த்த ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலம் சில்வருடன் வினை படுவதில்லை. ஆனால் ஆக்ஸிஜனின் முன்னிலையில் (காப்பரை போல்) அடர் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு சில்வர் குளோரைடைக் கொடுக்கிறது.

$$4Ag + 4HCl + O_2 \longrightarrow 4AgCl + 2H_2O$$

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடையும் அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரஜன் டை-ஆக்ஸைடையும் கொடுக்கிறது. இவ்வமிலத்தில் சில்வர் எளிதில் கரைகிறது.

$$3Ag + 4HNO_3 \longrightarrow 3AgNO_3 + 2H_2O + NO$$

$$Ag + 2HNO_3 \longrightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O_3$$

நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் இதற்கு வினை இல்லை. அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு சல்ஃபர் டை-ஆக்ஸைடை வெளிப்படுத்துகிறது,

$$2Ag + 2H_2SO_4 \longrightarrow Ag_2SO_4 + 2H_2O + SO_2$$

காரங்களுடன் இவ்வுலோகத்திற்கு வினை இல்லை.

ஆக்ஸிஜன் முன்னிலையில், பொட்டாசியம் சயனைடு கரைசலில் இவ்வுலோகம் கரைகிறது. பொட்டாசியம்

அர்ஜென்டோ சயனைடு என்னும் அணைவுச் சேர்மம் உண்டாகிறது.

$$4Ag + 8KCN + 2H_2O + O_2 \longrightarrow 4K[Ag(CN)_2] + 4KOH$$

பயன்கள் : நகைகள் செய்யவும், நாணயங்கள் தயாரிக்கவும் சில்வர் பெருமளவில் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இந்த உபயோகங்களுக்கு 92·5% சில்வரும், 7·5% காப்பரும் கலந்த உலோகக் கலவையைப் பயன்படுத்துகின்றனர். காப்பர் சில்வரின் கடினத் தன்மையை அதிகரிக்கிறது. வெள்ளி முலாம் பூசவும், சில்வர் நைட்ரேட் போன்ற வெள்ளிச் சேர்மங்களைத் தயாரிக்கவும், மருத்துவத் துறையில் பயன்படும் வெள்ளிக்கூழ் (colloidal silver) தயாரிக்கவும் சில்வர் பயன்படுகிறது.

சில்வரின் சேர்மங்கள்

ஓரிணை திறனையே சில்வர் பெரும்பாலும் பெற்றுள்ளது. ஈரிணை திறனிலும் சில்வர் சில சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது.

ஹைடிரைடுகள் : ஹைடிரஜனுடன் சில்வர் இரு தனிமச் சேர்மங்களைத் (binary compounds) தருவதில்லை. ஆனால் சில்வர் அலுமினியம் ஹைடிரைடு ($AgAlH_4$), சில்வர் போரோ ஹைடிரைடு ($AgBH_4$) ஆகிய சேர்மங்கள் தயாரிக்கப்பட்டுள்ளன. லித்தியம் அலுமினியம் ஹைடிரைடின் ஈத்தர் கரைசலுடன் சில்வர் பெர்குளோரேட்டைச் சேர்க்கும்போது, மஞ்சள் நிற சில்வர் அலுமினியம் ஹைடிரைடு வீழ்படிவாகிறது. வெப்பத்தால் இச் சேர்மம் சில்வராகவும், அலுமினியம் ஹைடிரைடாகவும் சிதைவடைகிறது.

சில்வர் ஆக்ஸைடு (Ag_2O) : சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசலுடன் சோடியம் அல்லது பொட்டாசியம் ஹைடிராக்ஸைடைச் சேர்க்கும்போது, பழுப்பு நிற சில்வர் ஆக்ஸைடு வீழ்படிவாகிறது. இச்சேர்மம் வடிகட்டப்பட்டு, உலர்த்தப்படும்போது கருப்பாக மாறுகிறது.

$$2AgNO_3 + 2KOH \longrightarrow Ag_2O + H_2O + 2KNO_3$$

இச்சேர்மம் நீரில் சிறிதளவே கரைகிறது. இதன் நீர்க் கரைசல் காரத் தன்மை பெற்றது. காற்றிலுள்ள கார்பன்–டை–ஆக்ஸைடை எளிதில் உறிஞ்சிக் கொள்கிறது.

சுமார் 300°Cக்கு வெப்பப்படுத்தும்போது இது சில்வராக வும், ஆக்ஸிஜனாகவும் சிதைவடைகிறது.

$$2Ag_2O \longrightarrow 4Ag + O_2$$

அம்மோனியாக் கரைசலில் கரைந்து $[Ag(NH_3)_2]OH$ஐக் கொடுக்கிறது. இச் சேர்மம் காற்றில் வெப்பப்படுத்தப்படும் போது, வெடிக்கும் தன்மை பெற்ற சில்வர் நைட்ரைடு (Ag_3N) கிடைக்கிறது.

கண்ணாடிக்கு மஞ்சள் நிறத்தைக் கொடுக்க கண்ணாடித் தொழிற்சாலைகளிலும், அங்கக வேதியியலில் ஆக்ஸிஜனேற்றி யாகவும், கரிம மூலக்கூறுகளில் ஹாலைடு தொகுதியை ஹைடி ராக்ஸைடு தொகுதியால் இடப்பெயர்ச்சி செய்ய உதவும் கரணியாகவும் பயன்படுகிறது.

சில்வர் நைட்ரேட் அடங்கிய ஆல்கஹால் கரைசலுடன் பொட்டாசியம் ஹைடிராக்ஸைடு அடங்கிய ஆல்கஹால் கரைசல் சேர்க்கப்படும்போது மிகவும் நிலைப்புத் தன்மையற்ற சில்வர் ஹைடிராக்ஸைடு (AgOH) கிடைக்கிறது. இது எளிதில் சில்வர் ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

ஹாலைடுகள்—ஃபுளூரைடு (AgF): சில்வர் ஹாலைடுகளுள் சில்வர் ஃபுளூரைடு மட்டுமே நீரில் கரைகிறது. எனவே, ஃபுளூரைடுக் கரைசலினுள் சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசலைச் சேர்த்தால், வீழ்படிவு கிடைப்பதில்லை. சில்வர் கார்பனேட் டுடன் ஹைடிரோஃபுளூரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்து பின் கரைசல் அடர்ப்பிக்கப்பட்டு $AgF.H_2O$ வாய்பாடுடைய சேர்மம் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

சில்வர் குளோரைடு (AgCl): இயற்கையில் இச் சேர்மம் ஹார்ன் சில்வர் (horn silver) அல்லது க்ளோரார்ஜிரைட் (Chlorargyrite) என்னும் தாதுவாகக் கிடைக்கிறது. சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசலுடன் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத் தையோ, அல்லது ஏதேனும் ஒரு குளோரைடுக் கரைசலையோ சேர்ப்பதால் சில்வர் குளோரைடு வீழ்படிவாகிறது. இது தயிர்போன்ற வெண்ணிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

சில்வர் குளோரைடு நைட்ரிக் அமிலத்தில் மிகச் சிறி தளவே கரைகிறது. ஆனால் அம்மோனியா, பொட்டாசியம்

சயனைடு மற்றும் தயோசல்ஃபேட்டுக் கரைசல்களில் நன்கு கரைகிறது. அம்மோனியாவுடன் சில்வர் அம்மீன் அணைவு அயனியைத் தருகிறது.

$$AgCl + 2NH_4OH \rightleftharpoons [Ag(NH_3)_2]^+Cl^- + 2H_2O$$

பொட்டாசியம் சயனைடு கரைசலுடன், பொட்டாசியம் அர்ஜென்டோ சயனைடைத் தருகிறது.

$$AgCl + 2KCN \rightleftharpoons KAg(CN)_2 + KCl$$

ஹைபோ கரைசலுடன் சோடியம் சில்வர் தயோ சல்ஃபேட்டைத் தருகிறது. இச்சேர்மத்திற்கு இரு வாய்பாடுகள் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன: $Na_4[Ag_2(S_2O_3)_3]$ அல்லது $Na_5[Ag_3(S_2O_3)_4]$.

$$2AgCl + 3Na_2S_2O_3 \longrightarrow Na_4[Ag_2(S_2O_3)_3] + 2NaCl$$

அல்லது

$$6NaCl + 8Na_2S_2O_3 \longrightarrow 6NaCl + 2Na_5[Ag_3(S_2O_3)_4]$$

இச்சேர்மம் இனிய சுவையைப் பெற்றிருப்பினும் கொடிய நஞ்சாகும்.

சோடியம் கார்பனேட்டுடன் சேர்த்து உருக்கும்போது, சில்வர் குளோரைடு சில்வர் உலோகத்தைத் தருகிறது.

$$4AgCl + 2Na_2CO_3 \longrightarrow 4Ag + 4NaCl + 2CO_2 + O_2$$

கொதிக்கும் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் சில்வர் குளோரைடு கரைந்து, சில்வர் சல்ஃபேட்டாக மாறுகிறது.

$$2AgCl + H_2SO_4 \longrightarrow Ag_2SO_4 + 2HCl$$

சூடான சில்வர் குளோரைடை, ஹைடிரஜன் சில்வராக ஒடுக்குகிறது.

$$2AgCl + H_2 \longrightarrow 2Ag + 2HCl$$

சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு கரைசலுடன் சேர்த்துக் கொதிக்க வைத்தால் சில்வர் வெளிப்படும்.

$$2AgCl + 2NaOH \longrightarrow Ag_2O + H_2O + 2NaCl$$

$$2Ag_2O \longrightarrow 4Ag + O_2$$

திண்ம சில்வர் குளோரைடு அம்மோனியாவை உறிஞ்சுகிறது. இவ்வினையில் $AgCl.3NH_3$, $2AgCl.3NH_3$ ஆகியவை கிடைக்கின்றன.

சில்வர் புரோமைடு ($AgBr$) : சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசலுடன், ஓர் புரோமைடுக் கரைசலைச் சேர்ப்பதால் சில்வர் புரோமைடு வீழ்படிவாகிறது. இது வெண்மை கலந்த மஞ்சள் நிறத் திண்மம். நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைவதில்லை. நீர்த்த அம்மோனியாவிலும் இது கரைவதில்லை. ஆனால், செறிவு மிகுந்த அம்மோனியாவில் கரைகிறது.

சில்வர் அயோடைடு (AgI) : சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசலுடன் அயோடைடுக் கரைசலைச் சேர்ப்பதால், சில்வர் அயோடைடு வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. இது அம்மோனியம் ஹைடிராக்ஸைடிலும், நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்திலும் கரைவதில்லை. ஆனால், மற்ற ஹாலைடுகளைப்போல் பொட்டாசியம் சயனைடுக் கரைசலில் கரைந்து பொட்டாசியம் அர்ஜென்டோசயனைடைக் கொடுக்கிறது.

$$KCN + AgI \longrightarrow KAg(CN)_2 + KI$$

சில்வர் சல்ஃபேட்டு (Ag_2SO_4) : சில்வர் நைட்ரேட்டுடன் சோடியம் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலைச் சேர்ப்பதாலோ, சில்வர் உலோகத்தை அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைப்பதனாலோ இச்சேர்மம் உண்டாகிறது. இது நீரில் கரைவதில்லை. ஆனால், மிகை அளவு சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைகிறது. அலுமினியம் சல்ஃபேட்டுடன் இரட்டை உப்பைக் கொடுக்கிறது.

$$Ag_2SO_4 . Al_2(SO_4)_3 . 24H_2O$$

சில்வர் நைட்ரேட்டு ($AgNO_3$) : சில்வர் உலோகத்தை சூடான நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, பின் கரைசல் அடர்ப்பிக்கப்பட்டு இச்சேர்மம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$3Ag + 4HNO_3 \longrightarrow 3AgNO_3 + 2H_2O + NO\uparrow$$

இது நிறமற்ற திண்மம். நீரில் எளிதில் கரைகிறது. இதன் உருகுநிலை 217°C. இது வெப்பப்படுத்தும்போது சிதைவடைந்து ஆக்ஸிஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$2AgNO_3 \longrightarrow 2Ag + 2NO_2 + O_2$$

அம்மோனியாவில் கரைந்து அணைவுச் சேர்மத்தைத் $[Ag(NH_3)_2]NO_3$ தருகிறது.

சில்வரின் சேர்மங்களில் இது மிகவும் முக்கியமானதாகும். ஏனெனில், இதைப் பயன்படுத்தி பல சில்வர் சேர்மங்கள் தயாரிக்கப்படுகின்றன. பண்பறி பகுப்பு முறையிலும், பருமனறி பகுப்பு முறையிலும் நிழற்படம் தயாரிக்கவும் இது பயன்படுகிறது.

சில்வர் கார்பனேட்டு (Ag_2CO_3) : சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசலுடன் சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலைச் சேர்ப்பதனுலோ, சில்வர் ஆக்ஸைடின் நீர்க்கரைசலில் கார்பன்–டை–ஆக்ஸைடைக் கரைப்பதனுலோ இச் சேர்மத்தைப் பெறலாம். இது இலேசான மஞ்சள் நிறச் சேர்மம். இது சூடாக்கும் பொழுது சிதைவடைகிறது.

$$2Ag_2CO_3 \longrightarrow 4Ag + 2CO_2 + O_2$$

பழுப்பு வளையச் சோதனை (Brown ring test): பாஸ்ஃபேட், ஆர்சினேட், ஆர்சினேட், குரோமேட் போன்ற அமில மூலங்கள் பண்பறி பகுப்பில் வளையச் சோதனை மூலம் கண்டறியப் படுகின்றன. இந்த மூலங்களின் சில்வர் உப்புக்கள் அமிலத்திலும், காரத்திலும் கரையும் தன்மையன. ஆனுல், நீரில் கரைவதில்லை. இத்தத்துவத்தை பயன்படுத்தி மூலங்கள் எளிதில் கண்டறியப்படுகின்றன. உப்பின் சோடியம் கார்பனேட் சாரத்துடன் முதலில் நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலமும், பின் சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசலும் சேர்க்கப்படுகின்றன. மேற்கூறிய சில்வரின் உப்புக்கள், இந்த நிபந்தனைகளில் வீழ்படிவாவதில்லை. பின் அம்மோனியம் ஹைடிராக்ஸைடின் சில சொட்டுக்கள் சோதனைக் குழாயின் சுவர்களின் வழியாக சேர்க்கப் படுகின்றன. இதனுல் கரைசலின் மேற்பகுதி நடுநிலை அடைகிறது. இதனுல் சில்வர் பாஸ்ஃபேட், ஆர்சினேட், ஆர்சினேட், குரோமேட் ஆகிய உப்புக்கள் தோன்றுகின்றன. கரைசலின் மேற்பரப்பில் இவை வளையங்களாக உண்டாகின்றன. இச்சேர்மங்கள் தனக்கே உரிய நிறங்களைக் கொண்டுள்ளதால், அவைகள் எளிதில் அறியப்படுகின்றன.

சில்வர் ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபேட்	— மஞ்சள்
சில்வர் ஆர்சினைட்	— மஞ்சள்
சில்வர் ஆர்சினேட்	— பழுப்பு நிறம் கலந்த சிவப்பு
சில்வர் குரோமேட்	— சிவப்பு

சில்வரின் அணைவுச் சேர்மங்கள்(Complex compounds of silver): சில்வர் குளோரைடு அம்மோனியம் ஹைடிராக்ஸைடில் கரையும்போது டை அம்மீன் சில்வர் அயனி $[Ag(NH_3)_2]^+$ உண்டாகிறது. சில்வர் புரோமைடு அம்மோனியாவில் சிறிதளவே கரைகிறது. சில்வர் அயோடைடு சிறிதளவும் கரைவதில்லை. டை அம்மீன் சில்வர் அணைவு அயனி, அமிலத்துடன் வினைக்குட்படுத்தப்படும்போது சில்வர் குளோரைடு மறுபடியும் வீழ்படிவாகிறது.

சில்வர் சயனைடு, சோடியம் அல்லது பொட்டாசியம் சயனைடுக் கரைசலில் கரைந்து அர்ஜென்டோ சயனைடு நேர் அயனியைக் (anion) கொடுக்கிறது.

$$AgCl + KCN \longrightarrow AgCN + KCl$$

$$AgCN + KCN \longrightarrow K[Ag(CN)_2]$$

இவ் வினை சில்வரை அதன் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கவும், சில்வர் பூச்சு கலங்களிலும் கையாளப்படுகிறது.

மிகை அளவு சோடியம் குளோரைடு கரைசலில் சில்வர் குளோரைடு சிறிதளவு கரைந்து அர்ஜென்டோ குளோரைடு நேர் அயனியைக் கொடுக்கிறது.

$$NaCl + AgCl \longrightarrow Na[AgCl_2]$$

$$Na[AgCl_2] \rightleftharpoons Na^+ + [AgCl_2]^-$$

இவ் வயனி நிலைப்புத் தன்மையற்றது. இக் காரணம் பற்றியே எடையறி பகுப்பில் சில்வரை அளவிடும்போது, மிகை அளவு குளோரைடு கரைசலை, சில்வர் கரைசலுடன் சேர்த்தல் கூடாது.

சில்வர் புரோமைடு சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டுக் கரைசலில் கரைந்து டைதயோசல்ஃபேட் நேர் அயனியையும் $[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$, ட்ரை தயோசல்ஃபேட் நேர் அயனியையும் $[Ag(S_2O_3)_3]^{5-}$ கொடுக்கிறது. இவ் வினை போட்டோபடப் படலத்தைக் கழுவப் (fixing) பயன்படுகிற.

$$AgBr + 2Na_2S_2O_3 \longrightarrow NaBr + Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$$

பண்பறி பகுப்பில் சில்வரைக் கண்டறிதல் : (1) கரிக் குழிச் சோதனையில் சில்வர் உப்புடன் சோடியம் கார்பனேட்டைச் சேர்த்துச் சூடாக்கும் பொழுது சில்வர் உப்பு சிதைவடைந்து, பளபளப்பான சில்வர் கிடைக்கிறது. (2) உப்புக் கரைசலுடன் நீர்த்த ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தைச் சேர்க்கும்போது, லெட் மற்றும் சில்வர் இவற்றின் கரையா குளோரைடுகள் ($PbCl_2$, AgCl) வீழ்படிவாகின்றன. மெர்க்குரி உப்பும் இவ் வினையில் கரையா குளோரைடைக் கொடுக்கிறது. இந்த குளோரைடுகளின் கலவையை சூடான நீருடன் சேர்க்கும்போது லெட் குளோரைடு மட்டுமே கரைகிறது. பின் மெர்க்குரி மற்றும் சில்வர் குளோரைடுகளை அம்மோனியம் ஹைடிராக்ஸைடுடன் சேர்க்கும்போது, சில்வர் குளோரைடு மட்டுமே கரைகிறது. இந்த கரைசல் வடிகட்டப் பட்டு, பின் கரைசலுடன் அமிலத்தைச் சேர்த்தால் சில்வர் குளோரைடு மறுபடியும் வீழ்படிவாகிறது.

எடையறி பகுப்பில் சில்வரைக் காணுதல் : (1) சில்வர் கரைசல், சில்வர் குளோரைடாக வீழ்படிவாக்கப்பட்டு, கிடைத்த வீழ்படிவு உலர்த்தப்பட்டு, அதன் எடை அறியப் படுகிறது. இதிலிருந்து சில்வரின் எடை நிர்ணயிக்கப்படு கிறது. (2) பருமனறி பகுப்பில், சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசல், சோடியம் குளோரைடின் அளவறிக் கரைசலுக்கு (standard solution) எதிராக, பொட்டாசியம் குரோமேட்டுக் கரைசலை நிறங்காட்டி (indicator) ஆகக் கொண்டு, தரம் பார்க்கப்படுகிறது. கரைசலில் லேசான சிவப்பு நிறம் முடிவு நிலையைக் காட்டுகிறது. (3) மற்றொரு முறையில் சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசல், அளவறி அம்மோனியம் தயோசயனேட்டுக் (NH_4CNS) கரைசலுக்கு எதிராக, ஃபெர்ரிக் குளோரைடை நிறங்காட்டியாகக் கொண்டு தரம் பார்க்கபடு கிறது. முடிவு நிலையில் ஃபெர்ரிக் தயோசயனேட்டின் சிவப்பு நிறம் தோன்றுகிறது.

நிழற்படவியல் (**Photography**) : சில்வர் புரோமைடு போன்ற சில்வர் சேர்மங்கள் ஒளியால் பாதிக்கப்படுவதைப் பயன்படுத்தி, ஒளிப்படலம் (photo film) தயாரிக்கின்றனர். இச் சேர்மங்கள் ஒளி உணர்வுச் சேர்மங்கள் (photo sensitive) எனப்படுகின்றன. ஜெலாட்டின் பூசப்பட்ட, செல்லுலோஸ் நைட்ரேட்டினாலான தகடே ஒளிப்படலமாகும். இதன் மேற் பரப்பில் சில்வர் புரோமைடு நுண் படிகங்கள் பரவலாக இருக் கும்,

எந்தப் பொருளைப் படம் பிடிக்க வேண்டுமோ அந்தப் பொருளை நோக்கி, இப்படலத்தைத் திறந்து வைத்தால் (exposure), இப்படலம் ஒளியால் தாக்கப்படுகிறது. போட்டோ எடுக்கப்படும் பொருளைப் பொறுத்து, வெவ்வேறு செறிவுடைய ஒளிப் படலத்தின் மேல் படுவதால், படலத்திலுள்ள சில்வர் புரோமைடு வெவ்வேறு அளவுகளில் ஒடுக்கமடைகிறது.

இப்படலம் பின் வீரியம் குறைந்த ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கியின் கரைசலில் அமிழ்த்தி வைக்கப்படுகிறது. பைரோகல்லால் க்வினோல் போன்றவைகளின் காரக் கரைசல்கள், ஹைடிரோ க்வினோன், பொட்டாசியம் ஃபெர்ரஸ் ஆக்ஸலேட் ஆகியவை ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கிகளாகச் செயல்படுகின்றன. இக்கரைசலில் ஒளியினால் தாக்கப்பட்ட சில்வர் புரோமைடு கருநிறச் சில்வராக ஒடுக்கமடைகிறது. எனவே, இப்படலத்தில் அதிக அளவு ஒளி பட்ட இடம் அதிகமாகக் கருமையாகவும், குறைவாக ஒளிபட்ட இடம் குறைவாகக் கருமையாகவும் இருக்கும். படலத்தில் ஒளிபடாத இடங்களில் சில்வர் புரோமைடு பாதிக்கப்படு வதில்லை. இவ்வாறு படலத்திலுள்ள சில்வர் புரோமைடை ஒடுக்கும் வினையை உருத்துலக்குதல் (developing) என்பர். இவ் வினை இருட்டறையில் நிகழ்த்தப்படுகிறது. ஏனெனில் படலத்தில் ஒளிபடாத இடத்திலுள்ள சில்வர் புரோமைடும் ஒளியினால் பாதிக்கப்பட்டு விடும். அப்படி ஒளிபட்டால், படலம் முழுவதும் கருமையாகி விடும். இதை கருமையாதல் (fogging) என்பர்.

உருத்துலக்கப்பட்ட படலம் பின் ஹைபோ கரைசலில் (சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டுக் கரைசல்) கழுவப்படுகிறது. இதனால் ஒளிபடாத இடத்திலுள்ள சில்வர் புரோமைடு முழுவதுமாக கரைந்துவிடுகிறது.

$$AgBr + 2Na_2S_2O_3 \longrightarrow Na_3Ag(S_2O_3)_2 + 2NaBr$$

எனவே, ஒளிபடாத சில்வர் புரோமைடு இருந்த இடங்கள் வெண்மையாக இருக்கும். இச் செயலை பதித்தல் (fixing) என்பர். இப்போது கிடைக்கும் படலம் எதிர் உருவப் படலம் (negative) என்கிறோம். இதில் நேர்படத்தில் வெண்மையாக இருக்க வேண்டிய இடங்கள் கருமையாகவும், கருமையாக இருக்க வேண்டிய இடங்கள் வெண்மையாகவும் இருக்கும்.

நேர்படம் எடுத்தல் (Printing): நேர்படம் எடுப்பதற் கான தாளில் சில்வர் குளோரைடு பொதிந்த அல்புமின் பூசப்

பட்டிருக்கும், எதிர் உருவப் படத்தினூடே ஒளியைச் செலுத்தி, இத்தாளின்மேல் ஒளியை விழச் செய்ய வேண்டும். இதனால் எதிர் படத்திலுள்ள கருமை நிற இடங்கள் வழியே ஒளி செல்லாது. எனவே, அதற்கு ஒத்த நேர்படத்தாளில் உள்ள இடங்களில் சில்வர் குளோரைடு பாதிக்கப்படுவதில்லை. எதிர்படத்தில் உள்ள வெண்ணிற பகுதிகள் வழியே ஒளி சென்று நேர்படத்தாளில் உள்ள சில்வர் குளோரைடை பாதிக்கும். இவ்வாறு பாதிக்கப்பட்ட தாளை முன்போலவே பைரோகல்லால் கரைசலிலும், பின் தயோ கரைசலிலும் அமிழ்த்தி வைக்கும் போது, நேர்படம் (positive) கிடைக்கிறது.

கோல்ட்

தோற்றம் : இயற்கையில் கோல்ட் பெரும்பாலும் தனிம நிலையிலேயே கிடைக்கிறது, ஆற்றுமண் படிகைகளிலும், க்வார்ட்சு படுகைகளிலும் இவ்வுலோகம் தனிம நிலையில் மிகக் குறைந்த அளவில் கிடைக்கிறது. சேர்ம நிலையில் இவ் வுலோகம் பெரும்பாலும் டெல்லூரைடுகளாகக் கிடைக்கிறது. அதன் முக்கிய தாதுக்களாவன :

பிஸ்மத் ஆரைடு (Bismuth aurite)—AuBi

கலவரைட் (Calavarite)—$AuTe_2$

சில்வனைட்டு (Silvenite)—$(Au, Ag)Te_2$

உலகில் கிடைக்கும் கோல்டில் பாதிக்கு மேல் தென் ஆப்பிரிக்காவில் கிடைக்கிறது. அமெரிக்கா, கனடா, ரஷியா, இந்தியா மற்ற நாடுகளிலும் பெருமளவில் கோல்ட் கிடைக் கிறது. இந்தியாவில் மைசூர் மாநிலத்தில் உள்ள கோலாரில் தங்கச் சுரங்கம் உள்ளது. இது உலக உற்பத்தியில் சுமார் 2% தங்கத்தைக் கொடுக்கிறது. இந்தியாவின் கோல்ட் உற்பத்தியில் இந்த சுரங்கங்கள் சுமார் 99% தங்கத்தைக் கொடுக்கின்றன.

இதைத் தவிர இந்தியாவில் பீகாரிலும், ஒரிஸ்ஸாவிலும், மத்தியப் பிரதேசத்திலும் குறைந்த அளவு கோல்டு உள்ள மணல் படிவுகள் காணப்படுகின்றன.

உலோகவியல்

க்வார்ட்சு படுகைகளிலிருந்து கோல்ட் கீழ்க்காணும் முறைகளில் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

(i) இரசக்கலவை முறை (amalgamation process)

(ii) சயனைடு முறை (cyanide process)

(iii) குளோரினேற்ற முறை (chlorination process)

(i) இரசக்கலவை முறை : கோல்ட் துகள் காணப்படும் க்வார்ட்சு கற்களை இப்படுகையிலிருந்து வெட்டி எடுத்து முதலில் இயந்திரத்தினுள் செலுத்தி நன்கு பொடி செய்கின்றனர். இந்த இயந்திரம் எஃகினாலானது. இதில் க்வார்ட்சு, சுமார் 600 கி. கிராம் எடையுள்ள பல இரும்புத் தண்டுகளால் நன்கு இடிக்கப்பட்டு தூளாக்கப்படுகிறது. பின் தூளாக்கப்பட்ட தாதுப் பொருள் நீருடன் கலக்கப்பட்டு, மெர்க்குரி பூசப்பட்ட காப்பர் தகடுகளின் மேல் செலுத்தப்படுகிறது. இத் தகடுகள் சாய்வான தளத்தின்மேல் பொருத்தப் பட்டிருக்கும். தாதுவிலுள்ள கோல்ட் மட்டுமே, காப்பர் தகட்டிலுள்ள மெர்க்குரியினால் உறிஞ்சப்பட்டு, கோல்ட் இரசக்கலவையைக் கொடுக்கும். இந்த இரசக்கலவை காப்பர் தகட்டில் ஒட்டிக் கொள்ளும். இதிலுள்ள மணல், மற்ற மாசுகள் அடித்துச் செல்லப்படுகின்றன.

பின் இரசக்கலவை காப்பர் தகட்டிலிருந்து சுரண்டி எடுக்கப்பட்டு, இரும்பு வாலைகளிலிட்டு காய்ச்சப்படுகிறது. இதனால் மெர்க்குரி ஆவியாகிறது. கோல்ட் வாலையின் அடியில் தங்கி விடுகிறது. இம்முறை கொண்டு தாதுவிலிருந்து சுமார் 70-80% கோல்டைப் பிரித்தெடுக்கலாம்.

(ii) சயனைடு முறை : இம் முறையே பெரிதும் பயன் படுத்தப்படுகிறது. இரசக்கலவை முறைக்கு உட்படுத்திய க்வார்ட்சு படுகைகளில் பிரித்தெடுக்கப்படாத கோல்ட் இருப்பின், அதிலிருந்து மிகக் குறைந்த அளவில் உள்ள கோல்டைப் பிரித்தெடுக்கவும் இம்முறையைப் பயன்படுத்தலாம்.

கோல்டு அடங்கிய தாதுப் பொருள் பெரிய தொட்டிகளில் எடுத்துக் கொள்ளப்பட்டு, அதனுடன் மிக நீர்த்த (0·3%) பொட்டாசியம் சயனைடுக் கரைசல் சேர்க்கப்படுகிறது.

காற்றின் முன்னிலையில் கோல்ட் இக்கரைசலில் கரைந்து, பொட்டாசியம் ஆரோசயனைடைக் (potassium aurocyanide) கொடுக்கிறது. இவ்வினை நிகழ சுமார் 20 மணி நேரம் ஆகும். ஆரோசயனைடு நீரில் கரைகிறது. மற்ற மாசுகள் கரையாமல் அடியில் படிந்து விடுகின்றன.

$$4Au + 8KCN + 2H_2O + O_2 \longrightarrow 4KAu(CN)_2 + 4KOH$$

கரைசல் வடிகட்டப்பட்டு மாசுகள் அகற்றப்படுகின்றன. பின்னர் வடிநீருடன் சிங்க் பொடி (zinc powder) சேர்த்தால், கோல்ட் வீழ்படிவாகிறது. கோல்ட் வடிகட்டி பிரித்தெடுக்கப் படுகிறது.

$$2KAu(CN)_2 + Zn \longrightarrow K_2Zn(CN)_4 + 2Au\downarrow$$

இவ்வாறு கிடைத்த கோல்டுடன் சிறிதளவு சிங்க் கரைந் திருக்கும். அதை நீக்க, மாசுள்ள கோல்டை நீர்த்த சல்ஃப் யூரிக் அமிலத்தில் சேர்த்தால், சிங்க் மட்டுமே கரைகிறது. மற்றொரு முறையில் இந்த கோல்டை சோடியம் கார்பனேட்டு, கரி ஆகியவற்றுடன் சேர்த்து, உருக்கிப் பிரித்தெடுக்கின்றனர்.

இம்முறையில், எடுத்துக் கொண்டுள்ள தாதுவில் மிகக் குறைந்த அளவு கோல்ட் இருப்பினும் அதை எளிதில் பிரித் தெடுக்க இயலும்.

(iii) குளோரினேற்ற முறை : கோல்ட் தாதுக்களின்மேல் ஈரமான குளோரினைச் செலுத்துகிறார்கள். இதனால் கோல்ட், ஆரிகுளோரைடாக ($AuCl_3$) மாறுகிறது. இக்குளோரைடு நீரில் கரைவதால், அது மற்ற மாசுகளிலிருந்து வடிகட்டி பிரித் தெடுக்கப்படுகிறது. ஆரிகுளோரைடு கரைசலுடன், ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டைச் சேர்த்தால், கோல்ட் வீழ்படிவாகிறது.

$$AuCl_3 + 3FeSO_4 \longrightarrow Au + FeCl_3 + Fe_2(SO_4)_3$$

வீழ்படிவாகிய கோல்ட் வடிகட்டி பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

கோல்டின் தாதுவை மேற்கண்ட முறைகளுக்கு உட் படுத்துவதற்கு முன்னால், தாது நன்கு அடர்ப்பிக்கப்பட வேண்டும். இரும்பினாலான வட்டக் கலங்களில் பாதி அளவுக்கு தாது எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. பின் இக்கலம் நீரினால் நிரப்பப்படுகிறது. இக்கலம் பின்னர் நன்கு சுழற்றப்படுகிறது.

இதனுல் இலேசான துகள்கள் மேலே எழும்பி, விளிம்புகள் வழியாக வெளித் தள்ளப்படுகின்றன. அதிக அடர்த்தியுள்ள கோல்ட் துகள்கள் மேலே எழும்பாமல் அடியில் படிகின்றன. இம் முறையில் கோல்ட் தாது அடர்ப்பிக்கப்படுகிறது.

இந்தியாவில் உள்ள கோலார் தங்கச் சுரங்கங்களில் கோல்ட் அமால்கமேஷன் அல்லது இரசக்கலவை முறையிஞலும், சயனைடு முறையிஞலும் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. முதலில் கோல்டை தாதுவிலிருந்து பிரிக்க இரசக்கலவை முறையைக் கையாளுகின்றனர். இம்முறையில் பிரித்தெடுக்க முடியாத கோல்டை சயனைடு முறையைப் பயன்படுத்தி பிரித்தெடுக்கின்றனர்.

கோல்டைத் தூயதாக்குதல் (Purification of gold) : மேற்கண்டமுறைப்படி தயாரித்த கோல்டில் சிறிதளவு சில்வர், லெட், காப்பர் போன்ற மாசுகள் சேர்த்து காணப்படும். லெட் க்யூபெல்லேஷன் முறையிஞல் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. (இம் முறைப்படி சில்வரிலிருந்து லெட்டை அகற்றும் முறை சில்வர் உலோகவியலில் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.) கோல்டிலிருந்து சில்வரை கீழ்க்கண்ட முறைப்படி பிரித்தெடுக்கலாம். (i) மாசுள்ள கோல்டு, ஆன்டிமனி சல்ஃபைடுடன் சேர்த்து உருக்கப்படுகிறது. சில்வர் ஆன்டிமனி சல்ஃபைடுடன் விணைபட்டு, சில்வர் சல்ஃபைடைக் கொடுக்கிறது. இது தனியே மிதக்கிறது. இதைத் தனியே பிரித்து எடுத்துவிடலாம். இவ் விணையிஞல் ஆன்டிமனி சல்ஃபைடு ஆன்டிமனியாக ஒடுக்கமடைகிறது. இது கோல்டுடன் சேர்ந்து ஒரு உலோகக் கலவையைக் கொடுக்கிறது. இவ்வுலோகக் கலவையை சூடு படுத்தும்போது, ஆன்டிமனி மட்டுமே ஆவியுறுகிறது. தூய தங்கம் அடியில் தங்குகிறது. (ii) மாசுள்ள கோல்டின் மேல் குளோரின் செலுத்தப்படுகிறது. சில்வர் கரையாத சில்வர் குளோரைடாக மாற்றப்பட்டு வெளியேற்றப் படுகிறது. (iii) அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தையோ, நைட்ரிக் அமிலத்தையோ மாசுள்ள கோல்டுடன் சேர்ப்பதனுல், சில்வர், காப்பர் போன்றவைகள் மட்டுமே கரைகின்றன. கோல்ட் கரைவதில்லை. இவ் விணையில் கோல்டின் இயைபு 30%க்கு மேல் இருக்கக்கூடாது. இவ் விணையை க்வார்டேஷன் (quartation) என்பர். இந்த சதவீதத்துக்கு மேல் கோல்டின் இயைபு இருந்தால், தேவையான அளவு சில்வரை சேர்த்து, கோல்டின் சதவீதத்தைக் குறைக்க வேண்டும். (iv) மின்பகுப்பு முறைப்படியும் கோல்டைத் தூய்மைப் படுத்தலாம். மாசுள்ள கோல்ட்

நேர்மின் முனையாகவும், தூய சில்வர் தண்டு எதிர்மின் முனையாகவும் கொண்ட கலத்தில் சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசலை மின்பகு பொருளாகக் கொண்டு மின்சாரம் செலுத்தும்போது நேர்மின் முனையிலிருந்து சில்வர் மட்டும் கரைந்து தூயதாக எதிர்மின் முனையின்மேல் படிகிறது. கோல்ட் கரையாமல் நேர்மின் முனைக்கு கீழே வண்டலாகத் தங்குகிறது. இந்த வண்டல் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தால் நன்கு கழுவப்பட்டு, பின் உருக்கி, கட்டிகளாகப் (ingots) பெறப்படுகிறது.

பண்புகள் : கோல்ட் மஞ்சள் நிறமுடைய பளபளப்பான உலோகம். இதை தகடாக அடிக்கவும், கம்பியாக இழுக்கவும் முடியும். மற்ற உலோகங்களைவிட இதை மிகச் சிறிய இழைகளாக இழுக்கலாம். இதன் ஒப்பு அடர்த்தி 19·3. இதன் உருகுநிலை 1063°C; கொதிநிலை 2600°C. இது வெப்பத்தையும் மின்சாரத்தையும் எளிதில் கடத்துகிறது.

கோல்ட் உலர்ந்த காற்று, ஈரக் காற்று, அமிலம், காரம் ஆகியவற்றால் தாக்கப்படுவதில்லை. ஆனால் இராஜ திராவகத்தில் (aqua regia) கரைகிறது. 1 கன அளவு நைட்ரிக் அமிலமும், 3 கன அளவு ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலமும் கலந்த கலவையே இராஜ திராவகம் ஆகும். இதில் கரைந்து கோல்ட் ஹைடிரோ ஆரிகுளோரிக் அமிலத்தைக் ($HAuCl_4$) கொடுக்கிறது.

$$HNO_3 + 3HCl \longrightarrow 2H_2O + NOCl + 2Cl \quad]\times 3$$

$$Au + HCl + 3Cl \longrightarrow HAuCl_4 \quad]\times 2$$

$$2Au + 3HNO_3 + 11HCl \longrightarrow 2HAuCl_4 + 6H_2O + 3NOCl$$

225°C வெப்பநிலையில் செலினிக் அமிலத்தில் கரைகிறது.

$$2Au + 6H_2SeO_4 \longrightarrow Au_2(SeO_4)_3 + 3SeO_2 + 6H_2O$$

சுமார் 200°C வெப்பநிலையில் குளோரினுடன் வினைப்படுகிறது.

$$2Au + 3Cl_2 \longrightarrow 2AuCl_3$$

இதுபோலவே புரோமினுடனும், அயோடினுடனும் வினைப்படுகிறது. ஃபுளூரினுடன் செஞ்சூட்டு வெப்பநிலையில் மட்டுமே வினைப்படுகிறது.

கோல்டின் கலவைகள் : நகைகள் செய்யப் பயன்படும் தங்கத்துடன் சிறிதளவு மற்ற உலோகங்கள் கலக்கப்படுகின்றன. இதனுல் கோல்டின் கடினத் தன்மை அதிகமாகிறது. பொதுவாக கோல்டுடன் காப்பர் அல்லது சில்வர் கலக்கப்படுகிறது.

நகைகளுக்காகப் பயன்படும் கோல்டில், இவ்வுலோகத்தின் அளவு காரட் (carats) என்னும் அளவில் குறிக்கப்படுகிறது. 24 காரட் கோல்ட் என்பது ஒன்றும் கலக்கப்படாத, தூய கோல்டாகும். 22 காரட் என்பது 22 பகுதி கோல்டும், 2 பகுதி மற்ற உலோகங்களும் (பெரும்பாலும் காப்பர்) கலந்த கலவையாகும். 24 பகுதி எடையில் எவ்வளவு பகுதி கோல்ட் உள்ளதோ, அவ்வளவு காரட்டைக் குறிப்பிட்டு, கோல்டின் இயைபைச் சொல்கிருேம்.

சில முக்கிய கோல்ட் கலவைகளாவன : பச்சைத் தங்கம்—75% Au, 25% Cu; வெள்ளைத் தங்கம்—80 to 85% Au, 15 to 20% Ni; ஊதாத் தங்கம்—40 to 60% Au, 30—50% Cu, 5%Ag, 5%Ni.

கூழ்நிலைத் தங்கம் (Colloidal gold) : கோல்ட் குளோரைடு கரைசலை, ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் செய்து, கூழ்நிலைத் தங்கம் தயாரிக்கலாம். இதன் நிறம் கோல்ட் துகள்களின் பருமனைப் பொறுத்து அமைகிறது. டான்னின் (tannin) என்னும் சேர்மத்தினுல் ஒடுக்கத்தை நிகழ்த்திஞல் கிடைக்கும் கூழ்நிலை கோல்ட் ஊதா நிறத்தைப் பெற்றிருக்கும். ஸ்டான்னஸ் குளோரைடைக் கொண்டு ஒடுக்கம் செய்து கிடைக்கும் கூழ்நிலை கோல்ட் நிலைப்புத் தன்மையுடையது. ஏனெனில், இவ் வினையில் உண்டாகும் ஸ்டான்னிக் அமிலம் கூழை நிலையை (protective colloid) நிலைத்திருக்கச் செய்கிறது. இதை கேசியஸ் ஊதா (purple of Cassius) என்பர்.

$$2AuCl_3 + 3SnCl_2 \rightleftharpoons 2Au + 3SnCl_4$$

$$SnCl_4 + 4H_2O \rightleftharpoons Sn(OH)_4 + 4HCl$$

கோல்டின் சேர்மங்கள்

கோல்ட் இரு இணைதிறனை பெற்றுள்ளது (+1 மற்றும் +3). +1 நிலையில் சேர்மங்கள் நிலையற்றவை. அவை நீரில் கரைந்து, Au^{+++} சேர்மங்களாக மாறுகின்றன. ஆனுல் +1

நிலையில் பல நிலைப்புத் தன்மை பெற்ற அணைவுச் சேர்மங்களைத் தருகிறது.

$$6Au^{+} + 3H_2O \longrightarrow Au_2O_3 + 6H^{+} + 4Au$$

கோல்ட் (I) சேர்மங்கள்

ஆரஸ் ஆக்ஸைடு (**Aurous oxide,** Au_2O) : இச்சேர்மம் உண்டாவது திட்டவட்டமாக அறியப்படவில்லை. கோல்ட்(I) குளோரைடுடன் குளிர்ந்த நீர்த்த சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு சேர்க்கும்போது, Au(OH) வீழ்படிவாகிறது. இது அடர் ஊதா நிறத்தைக் கொண்டது.

ஆரஸ் குளோரைடு (**Aurous chloride,** AuCl) : ஆரிக் குளோரைடை வெப்பப்படுத்தினால், ஆரஸ் குளோரைடு கிடைக்கிறது. இது மஞ்சள் நிறத்தூள்.

$$AuCl_3 \longrightarrow AuCl + Cl_2$$

இதை நீருடன் சூடு செய்தால், ஆரிக் குளோரைடாகவும், கோல்டாகவும் சிதைவடைகிறது.

$$3AuCl \longrightarrow 2Au + AuCl_3$$

பொட்டாசியம் புரோமைடுடன் கீழ்க்காணுமாறு வினை புரிகிறது.

$$3AuCl + 3KBr \longrightarrow AuBr_3 + 2Au + 3KCl$$

$$AuBr_3 + KBr \longrightarrow KAuBr_4$$

$$3AuCl \longrightarrow 2Au + AuCl_3$$

$$AuCl_3 + KCl \longrightarrow KAuCl_4$$

ஆரஸ் சயனைடு (**Aurous cyanide,** AuCN) : பொட்டாசியம் ஆரோசயனைடை அமிலத்துடன் சூடு செய்தால், இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது.

$$KAu(CN)_2 + HCl \longrightarrow AuCN + KCl + HCN$$

இது மஞ்சள் நிறத் தூள். நீரில் சிறிதுதான் கரையும். மற்ற கோல்ட் சேர்மங்கள் இதில் கரைகின்றன.

அணைவுச் சேர்மங்கள் : +1 நிலையில் உள்ள சில அணைவுச் சேர்மங்கள் நிலைப்புத் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன.

கோல்ட் உலோகத்துடன் பொட்டாசியம் சயனைடு கரைசலைச் சேர்த்து, காற்றைச் செலுத்தும்போது பொட்டாசியம் ஆரோ சயனைடு, $KAu(CN)_2$, உண்டாகிறது. இது வெண்ணிறச் சேர்மம். தங்க முலாம் பூசப் பயன்படுகிறது.

ஆரிக் குளோரைடு கரைசலுடன் சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டுக் கரைசலைச் சேர்க்கும்போது, சோடியம் ஆரோ தயோசல்ஃபேட்டு உண்டாகிறது. ஆல்கஹாலைச் சேர்த்து, இதை வீழ்படியச் செய்யலாம்.

$$AuCl_3 + 4Na_2S_2O_3 \longrightarrow Na_3[Au(S_2O_3)_2] + Na_2S_4O_6 + 3NaCl$$

கோல்ட் (III) சேர்மங்கள்

ஆரிக் ஆக்ஸைடு (Au_2O_3) **:** ஆரிக் குளோரைடு கரைசலுடன் காரத்தைச் சேர்த்து, கிடைக்கும் ஆரிக் ஹைடிராக்ஸைடை $[Au(OH)_3]$ சூடுபடுத்துவதால், இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது. இது கருஞ்சிவப்பு நிறத் தூள். நீரில் கரைவதில்லை. ஆனால் அமிலங்களிலும் காரங்களிலும் கரைகிறது. இச்சேர்மம் 150°Cக்கு மேல் சிதைவடையும். இவ் வெப்பநிலையில் சிதைவடைந்து ஆரஸ் ஆக்ஸைடும் கோல்டும் கலந்த கலவை கிடைக்கிறது.

கோல்ட் (III) ஹைடிராக்ஸைடு, ஆரிக் ஹைடிராக்ஸைடு $[Al(OH)_3]$, பொட்டாசியம் ஹைடிராக்ஸைடை, கோல்ட் (III) குளோரைடுடன் சேர்த்தால், கருஞ்சிவப்பு நிற ஆரிக் ஹைடிராக்ஸைடு வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. இது அமிலங்களிலும், காரங்களிலும் கரைகிறது. காரங்களில் கரைந்து $[Al(OH)_4]^-$ நேர் அயனியைக் கொடுக்கிறது. இது அம்மோனியாவுடன் வினைபுரியும்போது ஃபல்மினேட்டிங் கோல்ட் (fulminating gold) எனப்படும் திண்மம் கிடைக்கிறது. இதன் வாய்பாடு

$$\begin{array}{l} \quad NH_2 \\ \quad\; | \\ Au \quad 1.5H_2O \\ \quad\; || \\ \quad NH \end{array}$$

எனக் கருதப்படுகிறது. இது ஆலிவ் பச்சை நிறப்பொடி. இதில் அழுத்தத்தை ஏற்படுத்தினாலோ, வெப்பப்படுத்தினாலோ, வெடிக்கும்.

ஆரிக் குளோரைடு ($AuCl_3$) **:** 300°C வெப்பநிலையில் குளோரினை நன்கு பொடி செய்யப்பட்ட கோல்டின் மேல் செலுத்தும்போது, ஆரிக் குளோரைடு உண்டாகிறது.

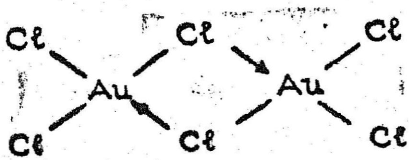
$$2Au + 3Cl_2 \longrightarrow 2AuCl_3$$

ஹைடிரோஆரிகுளோரிக் அமிலத்தை ($HAuCl_4$) சூடாக்கினாலும், இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது. இராஜ திராவகத்தில் கோல்டைக் கரைத்தும் தயாரிக்கலாம்.

$$HAuCl_4 \longrightarrow AuCl_3 + HCl$$

ஆரிக் குளோரைடு நீரில் கரைகிறது. அப்போது நீரேற்றமடைந்து $[AuCl_3(OH)]^-$ அயனியைத் தருகிறது. குளோரைடு அயனி அதிகமாக இருந்தால் $[AuCl_4]^-$ அயனியைத் தருகிறது. அம்மோனியாவுடன், $NH{=}Au{-}NH_2$ கிடைக்கிறது.

இச் சேர்மத்தின் ஒப்பு அடர்த்தியும், கொதிநிலை ஆய்வும் இச் சேர்மம் இரு மூலக்கூறுகள் இணையப் பெற்ற வடிவமாக (dimer) இருத்தல் வேண்டும் என்பதைக் காட்டுகிறது. எனவே, இதன் அமைப்பு கீழ்க்காணுமாறு இருக்கலாம்.



கோல்ட் (III-ன்) அணைவுச் சேர்மங்கள்: கோல்ட் இராஜ திராவகத்தில் கரையும்போது ஹைடிரோஆரிகுளோரிக் அமிலத்தைக் $[HAuCl_4]$ கொடுக்கிறது. இவ்வமிலத்தைக் கொண்டு இதன் பொட்டாசியம் உப்பைத் தயாரிக்கலாம். இச் சேர்மங்களில் கோல்டின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் +3.

ஆரிக் குளோரைடு பொட்டாசியம் சயனைடு கரைசலில் கரைந்து பொட்டாசியம் ஆரிசயனைடு அணைவுச் சேர்மத்தைத் தருகிறது.

$$AuCl_3 + 4KCN \longrightarrow K[Au(CN)_4] + 3KCl$$

இதுபோலவே பொட்டாசியம் ஆரிக் குளோரைடு ($KAuCl_4$), பொட்டாசியம் ஆரி புரோமைடு ($KAuBr_4$), பொட்டாசியம் ஆரிசல்ஃபைடு ($KAuS_2.4H_2O$) போன்ற அணைவுச் சேர்மங்கள் தயாரிக்கப்பட்டுள்ளன.

பகுப்பு முறை : கோல்டு சேர்மக் கரைசலுடன் ஸ்டான்னஸ் குளோரைடைச் சேர்த்தால், கரு ஊதா நிறத்தில் கூழ்நிலைக் கோல்ட் (purple of Cassius) கிடைக்கும்.

வினுக்கள்

1. காப்பர், சில்வர், கோல்டு ஆகியவைகளின் பொதுப் பண்புகளை விளக்குக. எந்தப் பண்புகளில் இத்தனிமங்களும் இவற்றின் சேர்மங்களும் கார உலோகங்களை ஒத்தும், கார உலோகங்களிலிருந்து வேறுபட்டும் உள்ளன.

2. காப்பர், சில்வர், கோல்டு முதலியன தனிம அட்டவணையில் அமைந்துள்ள இடத்திற்குப் பொறுத்தமான பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன என விளக்குக.

3. தூய காப்பர் அதன் தாதுக்களிலிருந்து எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது ? பிரித்தெடுக்கப்படும் முறைகளை அவற்றின் அடிப்படைத் தத்துவங்களோடு விளக்கி எழுதுக. ஒரு கரைசலில் உள்ள காப்பரின் எடையைப் பருமனறி பகுப்பு முறையில் எவ்வாறு கண்டுபிடிப்பாய் ?

4. காப்பர் சல்ஃபேட்டுக் கரைசல் கீழ்க்காண்பவைகளுடன் எவ்வாறு வினைப்படுகிறது: (a) அயர்ன், (b) பாஸ்பரஸ், (c) பொட்டாசியம் அயோடைடு, (d) பொட்டாசியம் சயனைடு. காப்பர் சல்ஃபேட்டை எவ்வாறு குப்ரஸ் குளோரைடாகவும், குப்ரஸ் ஆக்ஸைடாகவும் மாற்றுவாய் ?

5. சில்வர் அதன் தாதுக்களிலிருந்து எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது ? ஓர் உலோகக் கலவையில் Ag, Au, Cu ஆகியவை இருக்கின்றன. இவற்றை எவ்வாறு தனித்தனியே பிரித்தெடுப்பாய் ?

6. சில்வர் கலந்துள்ள லெட்டிலிருந்து சில்வரை நீக்கும் முறைகளை விவரி. பின் வரும் வினைகளில் என்ன மாற்றம் ஏற்படுகிறது ? (a) AgClஐ NaOH உடன் கொதிக்க வைக்கும் போது ; (b) AgClஐ அம்மோனியா கரைசலுடன் சேர்க்கும் போது ; (c) AgClஐ சோடியம் கார்பனேட்டுடன் சேர்க்கும் போது.

7. நிழற்பட இயலில் (photography) சில்வர் உப்புக்கள் பயன்படுவதையும் அதன் வேதியியலையும் பற்றி ஒரு கட்டுரை வரைக.

8. கோல்டின் பண்புகளை சில்வரின் பண்புகளுடன் ஒப்பிடுக. கோல்டு இயற்கையில் இந்தியாவில் எங்குக்

கிடைக்கிறது? அதைப் பிரித்தெடுப்பதிலுள்ள வேதியியலை விளக்குக.

9. இயற்கையில் கோல்டு எவ்வாறு கிடைக்கிறது? அது எவ்வாறு தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது? கோல்டை மின் முறையில் தூய்மையாக்குதலில் உள்ள அடிப்படைக் கருத்துகளை விளக்குக. தனிம அட்டவணையில் கோல்டின் இடத்தை விவரி.

10. கோல்டு தயாரிக்கும் முறை, அதன் பண்புகள், பயன்கள் ஆகியவற்றை விவரி. 'ரோல்டு கோல்டு', 'பர்பிள் ஆஃப் காஸியஸ்' என்றால் என்ன?

11. சயனைடு முறையில் கோல்டைப் பிரித்தெடுக்கும் முறையை விவரி. கோல்டு தனிமத்திலிருந்து (a) ஆரிக் குளோரைடு, (b) குளோரோ ஆரிக் அமிலம், மற்றும் (c) பர்பிள் ஆஃப் காஸியஸ் முதலியவற்றை எவ்வாறு தயாரிப்பாய்?

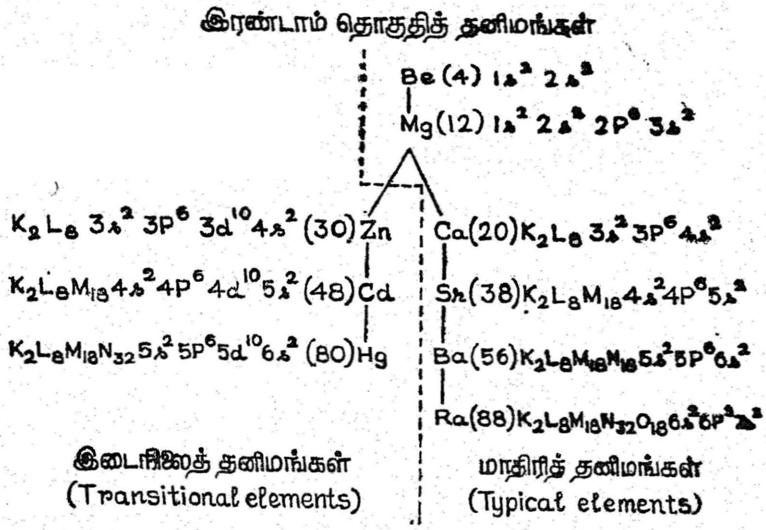
12. சிறு குறிப்பு எழுதுக:

(a) காப்பர் உலோகக் கலவைகள்.

(b) ஒரிணை திறனுள்ள காப்பர் சேர்மங்கள்.

13. "இரண்டு வேறுபட்ட ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலைகளில் ஒரு தனிமத்தின் பண்புகள் ஒன்றிற்கொன்று முற்றிலும் மாறுபட்டவையாய் உள்ளன." காப்பர், கோல்டு இவற்றைக் கொண்டு மேற்கண்ட கூற்றினை ஆய்க.

14. IIA தொகுதித் தனிமங்கள்



தனிம அட்டவணையில் IIA தொகுதியில் பெரிலியம், மக்னீசியம், கால்சியம், ஸ்டான்ஷியம், பேரியம், ரேடியம் ஆகிய தனிமங்களும், IIB தொகுதியில் சிங்க், காட்மியம், மெர்க்குரி ஆகிய தனிமங்களும் உள்ளன. IIA மற்றும் IIB தொகுதித் தனிமங்களுக்கிடையே பண்புகளில் வேற்றுமை அதிகம் உள்ளதால் அவை தனித்தனியே கீழே விவரிக்கப் பட்டுள்ளன.

தோன்றும் விதம் : இத்தொகுதியில் மற்ற தனிமங்களை விட மக்னீசியமும், கால்சியமும் அதிக அளவில் இயற்கையில் கிடைக்கின்றன. மற்ற தனிமங்கள் குறைவாகவே கிடைக்கின்றன. ரேடியம் இயற்கையில் மிகக் குறைவாகவே கிடைக்

கிறது. இதன் கதிரியக்கத்தினுல் ரேடியம் அதிக முக்கியத்துவம் அடைந்துள்ளது. இத்தனிமங்கள் இயற்கையில் தனிம நிலையில் கிடைப்பதில்லை. சேர்மங்களாகவே கிடைக்கின்றன.

எலெக்ட்ரான் அமைப்பு: IIA தொகுதித் தனிமங்களின் அணுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு கீழே கொடுக்கப் பட்டுள்ளது. இவ் வணுக்களின் வெளிச் சுற்றுப் பாதைகளில் உள்ள ஆர்பிட்டாலில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளதை நோக்குக.

தனிமம்	அணு எண்	எலெக்ட்ரான் அமைப்பு
Be	4	$1s^2\ 2s^2$
Mg	12	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
Ca	20	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
Sr	38	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 5s^2$
Ba	56	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6\ 6s^2$
Ra	88	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^{14}\ 5s^2\ 5p^6\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p^6\ 7s^2$

இணைதிறனும் அயனியாக்க ஆற்றலும்: இத்தனிம அணுக்களின் வெளிச் சுற்றுப் பாதையில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளதால் இத்தனிமங்களின் இணைதிறன் இரண்டாக உள்ளது, இணைதிறன் ஒன்ருக உள்ள சேர்மங்கள் நிலையற்றவை (unstable).

முதல் தொகுதி கார உலோக அணுக்களைவிட IIA தொகுதித் தனிமங்களின் அணுப் பருமன் குறைவாக உள்ளது. ஒரே ஆர்பிட்டாலில் எலெக்ட்ரான் சேர்க்கப்படுவதாலும், அணுக்கருவின் மின்னேற்றம் அதிகமாவதாலும், அணுப் பருமன் குறைகிறது. இதனுல் இவ்வணுக்களின் அயனியாக்க ஆற்றல் அதிகரிக்கிறது. உருகுநிலை, கொதிநிலை, ஒப்பு அடர்த்தி ஆகியவற்றின் மதிப்புகள் IA தொகுதித் தனிமங்

களைவிட IIA தொகுதித் தனிமங்களுக்கு, இக் காரணம் கொண்டே அதிகமாகின்றன. முதல் அயனியாக்க ஆற்றலை விட இரண்டாம் அயனியாக்க ஆற்றலின் மதிப்பு இத்தனிமங் களுக்கு மிகவும் அதிகமாக இருப்பினும், இத்தனிமங்கள் +2 இணைதிறன் நிலையிலேயே சேர்மங்களை உண்டாக்குகின்றன. ஏனெனில், இரண்டாவது எலெக்ட்ரானை நீக்கத் தேவைப்படும் ஆற்றல், புதிதாக உண்டாகும் அயனி நீரேற்றமடைவதால் (hydration) ஏற்படும் ஆற்றலினால் ஈடு செய்யப்படுகிறது. இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் நீக்கப்படுவதால், இவ் வணுக்கள் மந்த வாயு அமைப்பைப் பெறுகின்றன.

அணு எடை எண் அதிகரிக்க அதிகரிக்க, இவற்றின் சேர் மங்களின் அயனியாகும் தன்மை அதிகமாகும். பெரிலியத்தின் சேர்மங்கள் சகபிணைப்பையும், பெரும்பாலும் பேரியத்தின் சேர்மங்கள் அயனிப் பிணைப்பையும் கொண்டிருக்கும். [சேர் மங்களின் அயனித் தன்மை (ionic character) எதிர் அயனியை மட்டுமின்றி, நேர் அயனியின் பருமனையும் பொறுத்து இருக்கும்.]

பௌதிகப் பண்புகள்: அணு எடை அதிகரிக்கும்போது தனிமங்களின் ஒப்பு அடர்த்தி கால்சியம் வரை முதலில் குறை கிறது; பின் அதிகரிக்கிறது. கொதிநிலை, உருகுநிலைகளில் சீரான மாற்றம் காணப்படவில்லை. ஆனால் அயனியாக்க ஆற்றல், அணு விட்டம், எதிர்மின் தன்மை ஆகியவற்றில் சீரான மாற்றம் காணப்படுகின்றது. அணு எடை அதிகரிக்கும் போது அயனியாக்க ஆற்றலின் மதிப்பு சீராகக் குறைந்து கொண்டும், அணு விட்டம், நேர்மின் தன்மை ஆகியவற்றின் மதிப்புகள் அதிகரித்துக்கொண்டும் செல்கின்றன.

இத் தனிமங்களின் இயற்பிய பண்புகள் அட்டவணையில் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

தயாரிக்கும் விதம்: இத் தொகுதியின் தனிமங்கள் ஏறத் தாழ ஒரே மாதிரியான வினைகளின் மூலம் தயாரிக்கப்படு கின்றன. இவற்றின் உருகிய குளோரைடுகளை மின்னாற் பகுத்து இத்தனிமங்கள் தயாரிக்கப்படுகின்றன. மக்னீசியம் தவிர மற்ற உலோகங்கள் கார்பைடுகளைத் தருவதால், இவற் றின் ஆக்ஸைடுகளை கார்பனைக்கொண்டு ஒடுக்கி, தனிமங்கள் பெற முடியாது.

II-தொகுதித் தனிமங்களின் பண்புகள்

தனிமம்	அணு எண்	அணு எடை	ஒப்பு அடர்த்தி	உருகு நிலை°C	கொதி நிலை°C	அயனியாக்க ஆற்றல்	அணு விட்டம் A°	எதிர் மின் தன்மை	எலெக்ட்ரான் அமைப்பு
IIA தொகுதி									
பெரிலியம்	4	9·013	1·86	1280	1500	9·320	0·889	1·5	2, 2
மக்னீசியம்	12	24·32	1·75	651	1107	7·644	1·364	1·2	2, 8, 2
கால்சியம்	20	40·08	1·55	851	1487	6·111	1·736	1·0	2, 8, 8, 2
ஸ்ட்ரான்ஷியம்	38	87·63	2·6	800	1366	5·692	1·914	1·0	2, 8, 18, 8, 2
பேரியம்	56	137·36	3·59	850	1537	5·210	1·981	0·9	2, 8, 18, 18, 8, 2
ரேடியம்	88	226·05	(5·0)	(960)	(1140)	5·277	—	—	2, 8, 18, 32, 18, 8, 2
IIB தொகுதி									
சிங்க்	30	65·38	7·14	419·4	907	9·391	1·249	—	2, 8, 18, 2
காட்மியம்	48	112·4	8·64	320.9	767·3	8·991	1·413	—	2, 8, 18, 18, 2
மெர்க்குரி	80	200·6	13·546	—38·89	356·95	10·434	1·440	—	2, 8, 18, 32, 18, 2

பெரிலியம், மக்னீசியம் ஆகியவை தயாரிக்கும்போது, இவற்றின் உருகிய குளோரைடுகளுடன் சிறிது சோடியம் குளோரைடை சேர்ப்பது அவசியமாகிறது. ஏனெனில், இச் சேர்மங்கள் சகபிணைப்புத் தன்மையை (covalent character) அதிகம் பெற்றுள்ளதால், இவை உருகிய நிலையில் மின் சாரத்தை அதிகம் கடத்துவதில்லை.

வீரியத் தன்மை: அணு எடை அதிகரிக்கும்போது, தனிமங்களின் வீரியத்தன்மை அதிகரித்துக்கொண்டே செல்கிறது. மக்னீசியம் சூடான நீருடன் வெப்பப்படுத்தப்பட்ட நிலையிலேயே வினைப்படுகிறது. மற்ற தனிமங்கள் குளிர்ந்த நீருடனேயே வெப்பத்தை வெளியிட்டு வினைப்படுகின்றன. பெரிலியத்தைவிட மக்னீசியம் அதிகமாகக் காற்றால் பாதிக்கப் படுகிறது. கால்சியமும், ஸ்ட்ரான்ஷியமும் காற்றில் எளிதில் வினைப்படுகின்றன. (கால்சியத்தைவிட ஸ்டரான்ஷியம் வீரியமாக வினைப்படுகிறது.) பேரியம் தானுகக் காற்றில் எரிகிறது. நீரை மிக எளிதில் சிதைக்கிறது. இவைகளிலிருந்து பெரிலியம் குறைந்த வீரியத் தன்மையையும், பேரியம் அதிகம் வீரியத் தன்மையையும் பெற்றிருப்பது புலனுகிறது.

கால்சியமும், ஸ்டரான்ஷியமும் வெள்ளியைப்-போன்று வெண்மையான, கடினமான உலோகங்கள்.

சேர்மங்கள்: இத் தனிமங்கள் ஈரிணை திறனில் சேர்மங்களைத் தருகின்றன. அமில மூலம் நிறத்தைப் பெற்றிருந்தாலொழிய இவற்றின் சேர்மங்கள் நிறமற்றவை. இச் சேர்மங்கள் பெரும்பாலும் நீரில் அயனியுறுகின்றன. ஆனால் கார உலோகச் சேர்மங்களைப்போல் அதிகமாக அயனியுறுவதில்லை. இச்சேர்மங்கள் நீரேற்றம் அடையும் அளவு (அல்லது அயனிகள் நீரேற்றம் அடையும் அளவு) அணு எடை எண் அதிகரிக்கும்போது குறைகிறது. சான்றுகள்: $MgCl_2.6H_2O$; $CaCl_2.6H_2O$; $BaCl_2.2H_2O$; $KaCl_2$.

ஆக்ஸைடுகள்: இத் தனிமங்கள் ஆக்ஸிஜனில் எரிந்து மோனுக்சைடை (MO) எளிதில் தருகின்றன. பேரியமும், ரேடியமும் மட்டுமே பெராக்ஸைடைத் தருகின்றன. தனிமங்களின் ஆக்ஸைடுகள் நீரில் கரைந்து, ஹைடிராக்ஸைடுகளைத் தருகின்றன. இவை காரப் பண்பைப் பெற்றுள்ளன. இவற்றின் ஹைடிராக்ஸைடுகளுக்கு அமிலத் தன்மை இல்லை. இதனுல்

இத்தனிமங்களின் உப்புக்கள் எளிதில் நீரேற்றமடைவதில்லை. இந்த ஹைடிராக்ஸைடுகளின் காரத் தன்மை அணு எடை எண் அதிகரிக்கும்போது அதிகரிக்கிறது. மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு நீரில் குறைந்த வெப்பநிலையில் மட்டுமே கரைகிறது. மக்னீசியம் ஹைடிராக்ஸைடு மற்ற ஹைடிராக்ஸைடுகளைவிட நீரில் குறைவாகவே கரைகிறது.

ஹாலைடுகள் : பெரிலியம் ஃபுளூரைடு தவிர மற்ற ஃபுளூரைடுகள் நீரில் கரைவதில்லை. இத்தனிமங்களின் மற்ற ஹாலைடுகள் எல்லாம் நீரில் கரைகின்றன. பெரிலியத்திலிருந்து பேரியம் வரை, தனிமங்களின் அணு எடை எண் அதிகரிக்கும் போது அவற்றின் குளோரைடுகளின் அயனித் தன்மையும் அதிகரிக்கிறது. பெரிலியம் குளோரைடு ஒரு சகபிணைப்புச் சேர்மம். மக்னீசியம் குளோரைடு ஓரளவு அயனித் தன்மையைப் பெற்றிருப்பினும், சகபிணைப்புச் சேர்மமே. மற்ற தனிமங்களின் ஹாலைடுகள் அயனிச் சேர்மங்களாகும். சகபிணைப்புத் தன்மையை சிறிதும் அற்றவை.

சல்ஃபைடுகள் : இத் தனிமங்கள் யாவும் சல்ஃபைடுகளைத் (MS) தருகின்றன. BeS தவிர மற்ற சல்ஃபைடுகள் நீராற் பகுக்கப்படுகின்றன.

$$2MS + 2H_2O \longrightarrow M(OH)_2 + M(SH)_2$$

$$[M = Mg, Ca, Sr, Ba]$$

கால்சியம், ஸ்ட்ரான்ஷியம், பேரியத்தின் சேர்மங்கள் பாலி சல்ஃபைடுகளைத் தருகின்றன. இத் தனிமங்களின் சல்ஃபைடுகள் இருட்டில் ஒளிரும் பாஸ்ஃபோரசன்ட் (phosphorescent) தன்மையைப் பெற்றுள்ளன.

மற்ற ஆக்ஸி உப்புக்கள் : அணு எடை எண் அதிகரிக்கும் போது இவற்றின் கார்பனேட்டுகளின் நிலைப்புத் தன்மை அதிகரிக்கிறது. மக்னீசியம் சல்ஃபேட் பல நீரேறிய வடிவங்களில் உள்ளது. இது நீரில் கரைகிறது. $CaSO_4.2H_2O$ எளிதில் படிக நீரை வெளிவிடுகிறது. நீரில் எளிதில் கரைவதில்லை. ஸ்ட்ரான்ஷியம் மற்றும் பேரியம் சல்ஃபேட்டுகள் படிக நீரின்றி காணப்படும். இவை நீரில் கரைவதில்லை.

கால்சியம், ஸ்ட்ரான்ஷியம் இவற்றின் குரோமேட்டுகள் அசிட்டிக் அமிலத்தில் கரைகின்றன. ஆனால் பேரியம் குரோ

மேட்டு கரைவதில்லை. பண்பறி பகுப்பில் ஐந்தாம் தொகுதியில் பேரியத்தை இக் கரைதிறன் வேறுபாட்டை அடிப்படையாகக் கொண்டு மற்ற இரு தனிமங்களினின்றும் பிரிக்கலாம். இத் தனிமங்களின் நைட்ரேட்டுகளும், கார்பனேட்டுகளும், சல்ஃ பேட்டுகளும் இயற்கையில் கிடைக்கின்றன.

அணைவுச் சேர்மங்கள் : அணு எடை எண் அதிகரிக்கும் போது இத்தனிமங்களின் அணைவுச் சேர்மங்களைத் தரும் பண்பு குறைந்து கொண்டே செல்கிறது. மக்னீசியம் எளிதில் அணைவுச் சேர்மங்களைத் தருகிறது. சான்றாக உலர்ந்த மக்னீ சியம் ஈதரில் கரைக்கப்பட்ட அல்கைல் ஹாலைடுடன் இணைந்து க்ரிக்னூர்டு கரணியைத் (Grignard reagent) தருகிறது. இக் க்ரிக்னூர்டு கரணி (Grignard reagent)—RMgX—ஈத்தருடன் ஈதல் பிணைப்பில் ஈடுபட்டு, அணைவுச் சேர்மத்தைத் தருகிறது. இத் தனிமங்கள் பெரும்பாலும் கரிமச் சேர்மங்களுடனேயே அணைவுச் சேர்மங்களைத் தருகின்றன.

அணு மற்றும் அயனிப் பருமன் அதிகரிக்கும் போது, அணைவுச் சேர்மங்களைத் தரும் பண்பும், சேர்மங்களின் நீரேற்ற மடையும் தன்மையும் குறைகிறது.

மக்னீசியமும், பெரிலியமும் சுடர்சோதனையில் நிறங்களைக் கொடுப்பதில்லை. மற்ற தனிமங்கள் தமக்கே உரிய நிறங்களைக் கொடுக்கின்றன.

மக்னீசியம்

மக்னீசியம் இயற்கையில் தனிம நிலையில் கிடைப்பதில்லை. சேர்மங்களாக பூமியில் பெருமளவில் கிடைக்கிறது. இதன் தாதுக்களாவன :

மக்னஸைட்	(Magnesite)	$MgCO_3$;
டோலமைட்டு	(Dolamite)	$CaCO_3.MgCO_3$;
கார்னலைட்	(Carnallite)	$KCl. MgCl_2. 6H_2O$;
எப்சம் உப்பு	(Epsom salt)	$MgSO_4. 7H_2O$;
கீசெரைட்	(Kieserite)	$MgSO_4. H_2O$;
கைனைட்	(Kainite)	$K_2SO_4. MgSO_4. MgCl_2. 6H_2O$.
கல்நார்	(Asbestos)	$CaMgSiO_3$

தனிமங்களின் பொது வினைகள்

கரணி	சமன்பாடு	குறிப்பு
ஹாலஜன் X_2	$M + X_2 \longrightarrow MX_2$	எல்லா ஹாலஜன்களுடன்
ஆக்ஸிஜன்	$M + \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow MO$	எல்லா மாதிரித் தனிமங்களும்
,,	$M + O_2 \longrightarrow MO_2$	Sr, Ba, Ra மட்டும் அதிக அழுத்தத்தில்
சல்ஃபர்	$M + S \longrightarrow MS$	எல்லாத் தனிமங்களும்
நைட்ரஜன்	$3M + N_2 \longrightarrow M_3N_2$	சூடுபடுத்தும்போது
ஹைடிரஜன்	$M + H_2 \longrightarrow MH_2$	Ca, Sr, Ba, Ra ஆகியவற்றை சூடுபடுத்தும்போது
அமிலங்கள்	$M + 2H^+ \longrightarrow M^{++} + H_2$	பெரிலியம் தவிர மற்றவை வீரியமாக வினைப்படுகின்றன
நீர்	$M + 2H_2O \longrightarrow M(OH)_2 + H_2$	Ca, Sr, Ba—குளிர்ந்த நீருடன்
நைட்ரிக் அமிலம்	$3M + 8H^+ + 3NO_3^- \longrightarrow 3M^{++} + 2NO + 4H_2O$	எல்லா மாதிரித் தனிமங்களும்

மக்னீசியம் பெரும்பாலும் மக்னசைட் மற்றும் டோல மைட்டு தாதுக்களிலிருந்தே பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. மக்னீ சியம் குளோரைடு கடல் நீரில் உள்ளது. மக்னீசியம் சல்ஃ பேட்டு பல ஊற்று நீர்களில் கரைந்துள்ளது. தாவரங்களின் பசுமை நிறத்திற்குக் காரணமான குளோரோஃபில் என்னும் பொருளில் மக்னீசியம் உள்ளது.

உலோகவியல் : மக்னீசியம் பெருமளவில் மின்பகுத்தல் முறையிலும், அதிக வெப்பநிலையை ஏற்படுத்தி ஒடுக்க வினை யாலும் (thermal reduction) பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

1. உருகிய மக்னீசியம் குளோரைடை மின்னாற் பகுத்தல் : உருகிய கார்னலைட் மின்னாற்பகுத்தலுக்கு உட் படுத்தப்படுகிறது. முதலில் இத் தாதுவிலிருந்த நீர் நீக்கப்படு வதற்கு, ஹைடிரஜன் குளோரைடு வாயுவின் முன்னிலையில் இத்தாது வெப்பப்படுத்தப்படுகிறது. ஹைடிரஜன் குளோரைடு வாயுவின் முன்னிலையில் வெப்பப்படுத்தாவிட்டால், மக்னீ சியம் குளோரைடு நீரால் சிதைவடையும்.

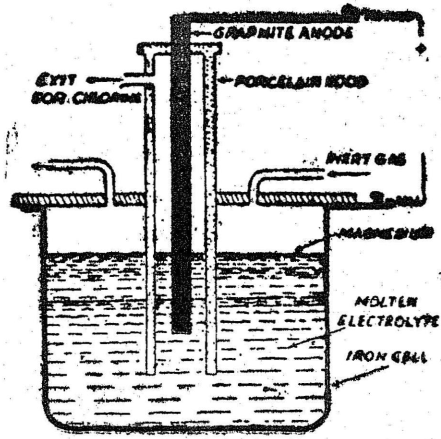
$$MgCl_2 + H_2O \longrightarrow MgO + 2HCl$$

பின்னர் மக்னீசியம் குளோரைடு அல்லது கார்னலைட்டுடன் சம அளவு சோடியம் குளோரைடைக் கலந்து, இக்கலவையை உருகிய நிலையில் மின்னாற் பகுக்கின்றனர்.

கார்னலைட்டின் உருகுநிலையைக் குறைக்கவும், உருகிய கார்னலைட்டின் மின் கடத்துதிறனை அதிகப்படுத்தவும், நீராற் பகுக்கப்படுவதைக் குறைக்கவும் சோடியம் குளோரைடு சேர்க்கப்படுகிறது.

நீர் நீக்கிய நீரற்ற சோடியம் குளோரைடுடன் உருகிய கார்னலைட்டைக் கலந்து ஒரு இரும்புத் தொட்டியில் எடுத்துக் கொள்கின்றனர். இக் கலம் எதிர்மின் வாயாகவும், இதனுள் வைக்கப்பட்ட கார்பன் தண்டு நேர்மின் வாயாகவும் பயன்படு கின்றன. கரித் தண்டைச் சுற்றி பீங்கான் தடுப்பு உள்ளது. உருகிய கார்னலைட்டின் வெப்பநிலை 700°C-ல் இருக்கும். இக் கலத்தினுள் மின்சாரத்தைச் செலுத்தும்போது, மக்னீசியம்

எதிர்மின் வாயிலும், குளோரின் நேர்மின் வாயிலும் வெளி வருகின்றன. மக்னீசியத்தின் உருகுநிலையைவிட (650°C),



படம் 30

உருகிய கார்னல்லைட்டின் வெப்பநிலை (700°C) அதிகமாக உள்ளதால், மக்னீசியம் உருகிய நிலையில் கிடைக்கிறது. உருகிய மக்னீசியம், உருகிய கார்னல்லைட்டைவிட லேசாக இருப்பதால், முன்னது பின்னதின் மேல் மிதக்கிறது. கரித் தண்டைச் சுற்றியுள்ள பீங்கான் தகடு, உருகிய மக்னீசியம் குளோரினுடன் சேராவண்ணம் தடுக்கிறது. உருகிய மக்னீசியம் ஆக்ஸிஜன், நைட்ரஜன் ஆகியவற்றுடன் வீணைப்படுமாகையால், மின்பகுப்பு மந்த வாயுவாகிய கரிவாயுவின் (coal gas) சூழலில் நடத்தப்படுகிறது.

$$MgCl_2 \longrightarrow Mg^{++} + 2Cl^-$$

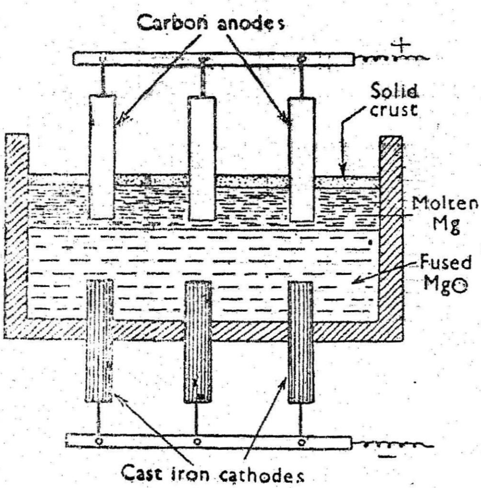
$$Mg^{++} + 2e \longrightarrow Mg \text{ (எதிர்மின் முனை)}$$

$$Cl^- \xrightarrow{-e} Cl$$

$$2Cl \longrightarrow Cl_2 \text{ (நேர்மின் முனை)}$$

இவ்வாறு கிடைக்கும் மக்னீசியம் 99·9% தூயதாக இருக்கும்.

2. மக்னீசியாவை (MgO) மின்பகு பொருளாகப் பயன் படுத்துதல் : பெருமளவில் மக்னீசியம் தயாரிக்க இம்முறையும் பயன்படுத்தப்படுகிறது. பேரியம், சோடியம் மற்றும் மக்னீ சியம் ஃபுளுரைடுகளுடன், மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு கலக்கப் பட்டு உருக்கப்படுகிறது. 900—950°C வெப்பநிலையில் இதன் உருகிய கலவை எஃகினுலான தொட்டிகளில் எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. இத்தொட்டியின் அடிப்பாகத்திலிருந்து



படம் 31

மின்பகு பொருளுள் மேல் நோக்கி செருகப்பட்டுள்ள இரும்புத் தண்டுகள் எதிர்மின் முனையாகவும், மேலிருந்து மின்பகு பொருளுள் தொங்கவிடப்பட்டுள்ள கார்பன் தண்டுகள் நேர்மின் முனைகளாகவும் செயல்படுகின்றன. உருகிய மின்பகு பொருளின் மேற்பகுதி காற்றினுல் குளிர்விக்கப்பட்டு, ஒரு காப்புப் படலத்தைக் (protective layer) கொடுக்கிறது. இப் படலத்தின் அடியில் உண்டாகும் உருகிய மக்னீசியம், இப் படலத்தினுல், காற்றினுல் பாதிக்கப்படாமல் தடுக்கப்படுகிறது. மின்னுற் பகுக்கப்படும்போது, மக்னீசியம் எதிர்மின் முனையில் உருகிய நிலையில் வெளிவருகிறது. இது லேசாக உள்ளதால், மேலே எழும்பி, காப்புப் படலத்தின் அடியில் தங்கும். பின் இங்கிருந்து மக்னீசியம் வெளியேற்றப்படுகிறது.

இம்முறை வியாபார முறையில் அலுமினியம் அதன் தாது விலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படும் முறையை ஒத்துள்ளது.

3. **வெப்ப ஒடுக்க முறை (Thermal reduction process):** இம்முறையில் மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு கார்பனால் ஒடுக்கப்படுகிறது.

$$MgO + C \rightleftharpoons Mg + CO$$

இவ்வினை ஒரு வெப்பம் உட்கொள் வினையாக இருப்பதால் (endothermic reaction), வினை 2000°Cல் நிகழ்த்தப்படுகிறது. மக்னீசியத்தின் கொதிநிலை 1100°C. எனவே, இவ்வினையில் மக்னீசியம் ஆவியாகக் கிடைக்கிறது. மேலும் மேற்கண்ட வினை மீள் வினையாக (reversible reaction) உள்ளதால் வெப்பத்தைச் சீராகக் குறைத்தால், பின்னோக்கிய வினை நிகழ வாய்ப்புள்ளது. எனவே, குளிர்ந்த ஹைட்ரஜனைக் கொண்டு 2000°C–ல் இருந்து 200°Cக்கு திடீரெனக் குளிரச் செய்கின்றனர். இவ்வாறு கிடைக்கும் மக்னீசியம் காய்ச்சி வடிக்கப்பட்டு, 99·9% தூய மக்னீசியமாகக் கிடைக்கிறது.

4. **சிலிக்கோ-வெப்ப முறை (Silico-thermal process):** இவ் வினையில் நீர் நீக்கப்பட்ட டோலமைட்டு, ஃபெர்ரோ சிலிக்கனுடன் சேர்த்து எஃகு வாலைகளில், வெற்றிடச் சூழ்நிலைகளில் 1200—1300°Cக்கு வெப்பப்படுத்தப்படுகிறது.

$$2MgO + CaO + Si(Fe) \longrightarrow CaSiO_3 + 2Mg$$

உண்டாகும் மக்னீசியம் ஆவியைக் குளிர வைத்தால் திண்ம மக்னீசியம் கிடைக்கும். இம்முறை கார்பனைப் பயன்படுத்தி நிகழ்த்தும் வெப்ப ஒடுக்க முறையைவிடச் சிறந்ததாகக் கருதப்படுகிறது.

5. **மக்னீசியம் குளோரைடை ஒடுக்குதல்:** மக்னீசியம் குளோரைடு கால்சியம் கார்பைடினால் 1500°Cக்கு வெப்பப்படுத்தப்பட்டு ஒடுக்கப்படுகிறது.

$$MgCl_2 + CaC_2 \longrightarrow Mg + CaCl_2 + 2C$$

6. **கடல் நீரிலிருந்து பிரித்தெடுக்கும் முறை:** கடல் நீரில் சிறிதளவு மக்னீசியம் குளோரைடு கரைந்துள்ளது. கடல் நீர் பெரிய தொட்டிகளில் சேகரிக்கப்பட்டு, பின் சுண்ணாம்பு நீர் சேர்க்கப்படுகிறது. இதனால் கரைந்துள்ள மக்னீசியம் உப்பு, மக்னீசியம் ஹைடிராக்ஸைடாக வீழ்படிவாகிறது. இவ்வீழ்

படிவு வடிகட்டப்பட்டு, ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைக்கப்படுகிறது. பின் கரைசல் அடர்ப்பிக்கப்படும்போது, நீரேறிய மக்னீசியம் குளோரைடு படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது. மேலே கூறியவாறு, இது நீர் நீக்கப்பட்டு, பின் உருகிய நிலையில் மின்னாற் பகுக்கப்படுகிறது.

$$MgCl_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow Mg(OH)_3 \downarrow + CaCl_2$$

$$Mg(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + 2H_2O$$

$$MgCl_2 \xrightarrow{\text{மின்பகுப்பு}} Mg + Cl_2 \uparrow$$

இயற்பியப் பண்புகள் : இது வெள்ளியைப் போன்ற வெண்மையான உலோகம். இதன் உருகுநிலை 650°C; கொதிநிலை 1100°C. தகடாக அடிக்கவும், கம்பியாக இழுக்கவும் முடியும். இது மிகவும் லேசான உலோகம். இதன் ஒப்புஅடர்த்தி 1·8. இது வெப்பத்தையும் மின்சாரத்தையும் கடத்துகிறது. இவ்வுலோகத்தின் மேல் ஈரக் காற்று பட்டால், இதன் மேற்பரப்பில் வெண்மையான படலம் உண்டாகிறது. இப்படலம் இவ்வுலோகத்தின் ஆக்ஸைடாகும்.

வேதியப் பண்புகள் : மக்னீசியம் ஒரு நேர்மின் தன்மை பெற்ற தனிமம்.

மக்னீசியம் காற்றில் எரிந்து மக்னீசியம் ஆக்ஸைடையும், மக்னீசியம் நைட்ரைடையும் கொடுக்கிறது.

$$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$$

$$3Mg + N_2 \longrightarrow Mg_3N_2$$

எரியும் மக்னீசியம் கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடிலும், சல்ஃபர் ஆவியிலும் தொடர்ந்து எரிகிறது.

$$2Mg + CO_2 \longrightarrow 2MgO + C$$

$$Mg + S \longrightarrow MgS$$

குளிர்ந்த நீருடன் மக்னீசியம் வினைபுரிவதில்லை. நீராவியுடன் வினைபுரிந்து ஹைடிரஜனை வெளிப்படுத்துகிறது.

$$Mg + H_2O \longrightarrow MgO + H_2$$

நீர்த்த ஹைடிரோ குளோரிக் அமிலத்துடனும், சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடனும் வினைபுரிந்து, ஹைடிரஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2 \uparrow$$

$$Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2 \uparrow$$

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்திலிருந்தும், ஹைடிரஜன் வெளிப்படுகிறது.

இவ் வினையில் நைட்ரிக் அமிலத்தின் செறிவைப் பொறுத்து சிறிது நைட்ரிக் அமிலம் ஒடுக்கப்பட்டு, அம்மோனியாவாக மாற்றப்படுகிறது. பின் அம்மோனியா நைட்ரிக் அமிலத்துடன் சேர்ந்து, அம்மோனியம் நைட்ரேட்டைக் கொடுக்கிறது.

$$Mg + 2HNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2$$

$$4Mg + 10HNO_3 \longrightarrow 4Mg(NO_3)_2 + 3H_2O + NH_4NO_3$$

இது மிகுந்த நேர்மின் தன்மையைப் பெற்றுள்ளதால், பல உலோகங்களை அதன் கரைசல்களிலிருந்து வீழ்படியச் செய்கிறது.

$$Mg + Pb(NO_3)_2 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + Pb \downarrow$$

$$Mg + 2AgNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + 2Ag \downarrow$$

ஆக்ஸிஜனை ஈர்க்கும் தன்மை பெற்ற மக்னீசியம் பல ஆக்ஸைடுகளை தனிமநிலைக்கு ஒடுக்குகிறது.

$$Mg + \left| \begin{array}{l} \xrightarrow{CO_2} MgO + C \\ \xrightarrow{NO} MgO + N_2 \\ \xrightarrow{SO_2} MgO + MgS \\ \xrightarrow{K_2O} MgO + 2K \\ \xrightarrow{B_2O_3} MgO + 2B \end{array} \right.$$

ஆல்கைல் ஹாலைடுகளுடன் க்ரிக்ஞர்ட் கரணியைத் தருகிறது.

$$RI + Mg \longrightarrow RMgI$$

ஆல்கைல் மக்னீசியம் அயோடைடு

பயன்கள் : 1. மக்னிசியத்தின் உலோகக் கலவைகள் பல வழிகளில் பயன்படுகின்றன. சான்ருக, மாக்னலியம் (magnalium)—90% Al, 10% Mg லேசாகவும் உறுதியாகவும் உள்ளதால் ஆகாயவிமானப் பகுதிகளைத் தயாரிக்கவும், வேதியத் தராசின் பகுதிகளைத் தயாரிக்கவும் பயன்படும். ட்யூரலுமின் (duralumin)—Mg, Al, Cu, Mn மற்றும் எலெக்ட் ரான் (electron)—Mg, Zn ஆகியவையும் ஆகாய விமானப் பகுதிகள் தயாரிக்கப் பயன்படுகின்றன, 2. வாணவேடிக்கைப் பொருள்கள், வெடிபொருள்கள், மின் ஒளிர் விளக்கு பல்புகள் (flash light bulbs) ஆகியவை தயாரிக்க மக்னீசியம் பயன்படுகிறது 3. போரான், சிலிக்கன் ஆகியவற்றைப் பிரித்தெடுக்கும் வினையிலும், உலோகவியலில் உலோகத்தில் உள்ள ஆக்ஸிஜனை நீக்கவும் (deoxidiser) இவ்வுலோகம் பயன்படுகிறது. 4. கரிம வேதியியலில் க்ரிக்ஞர்டு கரணியைத் (Grignard reagent) தயாரிக்க உபயோகப்படுகிறது.

மக்னீசியத்தின் சேர்மங்கள்

மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு (MgO) **:** இச் சேர்மம் வாணிப முறையில் இரு வழிகளில் தயாரிக்கப்படுகிறது. 1. மக்னீசியம் கார்பனேட்டு வெப்பப்படுத்தும்பொழுது சிதைவடைந்து மக்னீசியம் ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$MgCO_3 \longrightarrow MgO + CO_2\uparrow$$

2. மக்னீசியத்தின் தாதுவாகிய கார்னலைட் ($KCl.MgCl_2.6H_2O$) சுண்ணும்பு நீருடன் சேர்க்கப்படும்பொழுது மக்னீசியம் ஹைடிராக்ஸைடு வீழ்படிவாகின்றது. இது வடிகட்டி சூடாக்கினுல் மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$MgCl_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow Mg(OH)_2 + CaCl_2$$

$$Mg(OH)_2 \longrightarrow MgO + H_2O$$

இது ஓர் இலேசான, வெண்மையான பொருள். இதன் உருகுநிலை 2800°C. எனவே, எளிதில் உருகாத, தீக்கற்களைச் செய்ய இது பயன்படுத்தப்படுகிறது.

இது ஒரு கார ஆக்ஸைடாக இருப்பதால் நீருடன் வினைபட்டு மக்னீசியம் ஹைடிராக்ஸைடையும், அமிலங்களுடன் வினைபட்டு உப்புக்களையும் கொடுக்கிறது.

$$MgO + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2$$

$$MgO + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2O$$

$$MgO + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2O$$

கல்வம் (mortar) என்ற பொருளைத் தயாரிக்கவும், வயிற்றில் இருக்கும் அதிகமான அமிலத்தை நடுநிலையாக்குவதற்கும், சாரல் சிமென்ட் (Sorel's cement) என்னும் பல் மருத்துவத் துறையில் பயன்படும் பொருளைத் தயாரிக்கவும், டைனமைட், பெயின்ட் ஆகிய தொழில்களில் உறிஞ்சியாகவும் (absorbent), இன்னும் பலவிதங்களிலும் இச்சேர்மம் பயன்படுகிறது.

மக்னீசியம் ஹைடிராக்ஸைடு [$Mg(OH)_2$] : மக்னீசியம் உப்புக் கரைசலுடன் சோடியம் அல்லது பொட்டாசியம் ஹைடிராக்ஸைடு கரைசலைச் சேர்க்கும்போது இச்சேர்மம் வீழ்படிவாகக் கிடைக்கின்றது.

$$MgCl_2 + 2KOH \longrightarrow Mg(OH)_2 + 2KCl$$

இச் சேர்மம் நீரில் கரையாவிடினும், அம்மோனியம் குளோரைடு கரைசலில் கரைகிறது.

$$Mg(OH)_2 + 2NH_4Cl \rightleftharpoons MgCl_2 + 2NH_4OH$$

எனவேதான் பண்பறி பகுப்பில் மூன்றும் தொகுதியில் மக்னீசியம் வீழ்படிவாதலில்லை.

மக்னீசியம் பெராக்ஸைடு (MgO_2) : மக்னீசியம் சல்ஃபேட்டும்–ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடும் சேர்ந்த கரைசலில் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடைச் சேர்க்கும்போது இச்சேர்மம் வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இது நிலைப்புத் தன்மை அற்றது. சிறிது சிறிதாக ஆக்ஸிஜனை வெளிவிடுகிறது. இச்சேர்மம் பற்பசை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

மக்னீசியம் கார்பனேட் ($MgCO_3$): இச் சேர்மம் மாக்னசைட், டோலமைட் என்ற தாதுக்களாகக் கிடைக்கிறது. இத் தாதுக்கள் இந்தியாவில் பலவிடங்களில் கிடைக்கின்றன.

மக்னீசியம் உப்புக் கரைசலுடன், சோடியம் கார்பனேட் கரைசலைச்சேர்க்கும்பொழுது இச்சேர்மம் வீழ்படிவாகக்கிடைக்கிறது. இது வெப்பத்தால் சிதைவடைந்து, மக்னீசியம் ஆக்ஸைடாகவும், கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடாகவும் மாறுகிறது. கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடுடனும், நீருடனும் வினைபட்டு, மக்னீசியம் பைகார்பனேட்டைக் கொடுக்கிறது.

மக்னீசியம் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன், சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலைச் சேர்க்கும்போது கிடைக்கும் வீழ்படிவை உலர்த்தும்போது மக்னீசியா ஆல்பா (magnesia alba) என்ற வெண்ணிறத் தூள் கிடைக்கிறது. இது மருத்துவத்தில் அமிலத் தன்மையைக் குறைக்கவும், பற்பொடி தயாரிக்கவும் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. கிடைக்கும் வீழ்படிவு மக்னீசியத்தின் காரக் கார்பனேட்டாகவும் இதன் வாய்பாடு $(MgCO_3)x.[Mg(OH)_2]yzH_2O$ ஆகவும் கருதப்படுகின்றன.

மக்னீசியம் குளோரைடு ($MgCl_2$) : பொட்டாசியம் குளோரைடுடன் இச் சேர்மம் இயற்கையில் கார்னலைட்டாகக் ($KCl.MgCl_2.6H_2O$) கிடைக்கிறது. சோதனைச் சாலையில் இச் சேர்மம் மக்னீசியம் கார்பனேட்டை நீரில் சேர்த்து பின் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபடுத்தி, கரைசலை அடர்ப்பித்து தயாரிக்கலாம். திண்ம நிலையில் இச் சேர்மத்தின் வாய்பாடு $MgCl_2.6H_2O$.

பெரும்பாலான மக்னீசியம் குளோரைடு கடல் நீரிலிருந்தே பெறப்படுகிறது. கடல் நீருடன் கால்சியம் ஹைடிராக்ஸைடு சேர்க்கும்பொழுது, மக்னீசியம் ஹைடிராக்ஸைடு வீழ்படிவாகிறது. இது வடிகட்டப்பட்டு, ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைக்கப்பட்டு பின் கரைசல் அடர்ப்பிக்கப் படுகிறது.

$$MgCl_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow Mg(OH)_2\downarrow + CaCl_2$$

$$Mg(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + 2H_2O$$

மக்னீசியம் குளோரைடு பெருமளவில் நீரில் கரைகிறது. 15°C வெப்பநிலையில் நீரில் இதன் கரைதிறன் 130. இது நீர்க்கும்

தன்மை (deliquescent) பெற்றது. வீடுகளில் உபயோகப்படும் சாதாரண உப்பு (NaCl) ஈரக் கசிவுடையதாக இருப்பது அதனுடன் சிறிதளவு கலந்திருக்கும் மக்னீசியம் குளோரைடி னாலேயாகும்.

நீரேறிய மக்னீசியம் குளோரைடை சூடாக்கும்போது, நீராற் பகுக்கப்படுகிறது.

$$MgCl_2 + H_2O \rightleftharpoons Mg(OH)Cl + HCl$$

எனவேதான் நீரற்ற மக்னீசியம் குளோரைடு தயாரிக்க, நீரேறிய மக்னீசியம் குளோரைடு ஹைடிரஜன் குளோரைடு வாயுவின் சூழலில் சூடுபடுத்த வேண்டும். நீரற்ற மக்னீசியம் குளோரைடைக் கீழ்க் காணும் முறைகளிலும் தயாரிக்கலாம். 1. சூடான மக்னீசியத்துடன் உலர்ந்த குளோரின் அல்லது ஹைடிரஜன் குளோரைடு வினைபுரியும்போது, நீரற்ற மக்னீ சியம் குளோரைடு கிடைக்கிறது. 2. மக்னீசியம் குளோ ரைடு, அம்மோனியம் குளோரைடின் இரட்டை உப்பு—$MgCl_2.NH_4Cl.6H_2O$—சூடுபடுத்தும்போது கிடைக்கிறது.

ஆல்கஹாலுடன், $MgCl_2.6C_2H_5OH$ என்னும் கூட்டுச் சேர்மத்தைத் தருகிறது.

அடர் மக்னீசியம் குளோரைடு கரைசலுடன், நீற்றின மக்னீசியாவைச் சேர்த்தால், மக்னீசிய ஆக்ஸிகுளோரைட் ($MgCl_2.5MgO.xH_2O$) கிடைக்கிறது. இதுவே சாரல் சிமென்ட் (Sorel's cement) எனப்படுகிறது. இது உடைந்த பீங்கான் களைச் சேர்ப்பதற்கும், செயற்கை முறையில் கற்கள் தயாரிக்க வும், பற்களை இணைப்பதற்கும் பயன்படுகிறது. இது நல்ல மெருகேற்கும் தன்மையுடையது.

மக்னீசியம் புரோமைடு ($MgBr_2$): இச்சேர்மமும் கடல் நீரில் சிறிதளவு காணப்படுகிறது. மக்னீசியம் உலோகத்தை புரோமினில் சூடுபடுத்துவதாலோ, மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு—சர்க்கரைக் கரிக் கலவையுடன் புரோமினை வினைப்படுத்துவ தாலோ, இச்சேர்மத்தைப் பெறலாம். மக்னீசியம் குளோரை டைப் போன்று, இதுவும் ஹெக்சா ஹைட்ரேட்டாகப் ($MgBr_2.6H_2O$) படிகமாகிறது. நீரில் எளிதில் கரைகிறது.

மக்னீசியம் அயோடைடு (MgI_2): இதுவும் கடல் நீரில் சிறிதளவு கிடைக்கிறது. மக்னீசியம் ஆக்ஸைடை ஹைடிரோ

அயோடிக் அமிலத்தில் கரைத்து, பின் கரைசலை அடர்ப்பிக்கும் போது, நீர்க்கும் தன்மைபெற்ற மக்னீசியம் அயோடைடு படிகங்கள் உண்டாகின்றன. இது சிதைவடைந்து, அயோடினை கொடுக்கிறது.

மக்னீசியம் சல்ஃபேட்டு ($MgSO_4.7H_2O$), **எப்சம் உப்பு (Epsom salt):** இச்சேர்மம் இயற்கையில் கீஸரைட் (kieserite) என்னும் தாதுவாகவும், எப்சம் உப்பு (Epsom salt) என்னும் தாதுவாகவும் கிடைக்கிறது. பல ஊற்று நீரிலும் சிறிதளவு கரைந்துள்ளது.

பெரும்பாலும் இச்சேர்மம் கீஸரைட்டி ($MgSO_4.H_2O$) லிருந்து தயாரிக்கப்படுகிறது. கீஸரைட் நீருடன் சேர்ந்து $MgSO_4.7H_2O$ சேர்மத்தைத் திண்ம வடிவில் படிகங்களாகக் கொடுக்கிறது. இச்சேர்மம் கொதிநீரில் கரைக்கப்பட்டு, பின் படிகமாக்கித் தூய்மைப்படுத்தப்படுகிறது.

$$MgSO_4.H_2O + 6H_2O \longrightarrow MgSO_4.7H_2O$$

மாக்னசைட் அல்லது டோலமைட்டு சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைக்கப்பட்டு, பின் படிகமாக்கப்படும்போதும் இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது.

எப்சம் உப்பு படிகவடிவுடைய, கசப்புச் சுவையுடைய திண்மம். இதை வெப்பப்படுத்தும்போது படிக நீர் வெளியேறுவதுடன், உப்பும் சிறிதளவு நீரால் பகுக்கப்பட்டு, சிதைவடைகிறது. கிடைக்கும் பொருள் கார சல்ஃபேட்டாகக் கருதப்படுகிறது. இதன் வாய்பாடு சரியாக நிர்ணயிக்கப்படவில்லை.

இச் சேர்மம் $ZnSO_4.7H_2O$, $FeSO_4.7H_2O$ ஆகியவற்றுடன் ஒத்த வடிவுடையதாகக் (isomorphous) காணப்படுகிறது. இதன் மூலக்கூறில் 6 நீர் மூலக்கூறுகள் மக்னீசியம் அயனியுடனும், ஏழாவது மூலக்கூறு சல்ஃபேட் அயனியுடனும் இணைந்துள்ளன. எனவே, நீரேறிய மக்னீசியம் சல்ஃபேட்டின் வாய்பாட்டை பின் வருமாறு கருதலாம்.

$$[Mg(H_2O)_6]^{++}[SO_4(H_2O)]^{--}$$

மானோ ஹைட்ரேட்டின் அமைப்பு, வருமாறு உள்ளது.

$$Mg^{++}[SO_4(H_2O)]^{--}$$

இச் சேர்மம் ஒரு மலமிளக்கியாகவும் (laxative), பஞ்சு, சாயத் தொழிற்சாலைகளிலும், ஆய்வுச்சாலைக் கரணியாகவும், சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் தயாரிக்கும் முறையில் (க்ரில்லோ முறை) வினைவேக மாற்றியாகவும் (பிளாட்டினம் கலந்த மக்னீசியம் சல்ஃபேட்டு) பயன்படுகிறது.

மக்னீசியம் பாஸ்ஃபேட் (Magnesium phosphate) : மக்னீசியம் பாஸ்ஃபேட் [$Mg_3(PO_4)_2$] எலும்புகளில் சிறிதளவு உள்ளது. மக்னீசியம் உப்புக் கரைசலுடன் சோடியம் பாஸ்ஃபேட்டுக் (Na_3PO_4) கரைசலைச் சேர்த்தும் இதை வீழ் படிவாகப் பெறலாம்.

மக்னீசியத்தின் இரண்டாம் நிலை பாஸ்ஃபேட் (secondary phosphate—$MgHPO_4 . 7H_2O$) மக்னீசியம் உப்புக் கரைசலுடன் டைசோடியம் ஹைடிரஜன் பாஸ்ஃபேட்டைச் (Na_2HPO_4) சேர்ப்பதன் மூலம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

மக்னீசியம் உப்புக் கரைசலுடன் அம்மோனியம் ஹைடிராக் ஸைடையும், டைசோடியம் ஹைடிரஜன் பாஸ்ஃபேட்டையும் சேர்க்கும்போது, மக்னீசியம் அம்மோனியம் பாஸ்ஃபேட் ($MgNH_4PO_4$) வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. மக்னீசியத்தைக் கண்டறிய, பண்பறி பகுப்பில் இவ்வினை பயன்படுகிறது,

$$MgCl_2 + Na_2HPO_4 + NH_4OH \longrightarrow Mg(NH_4)PO_4 + 2NaCl + H_2O$$

இதை வடிகட்டி, உலர்த்தி நன்கு சூடாக்கும்போது மக்னீசியம் பைரோபாஸ்ஃபேட் ($Mg_2P_2O_7$) கிடைக்கிறது.

$$2Mg(NH_4)PO_4 \longrightarrow Mg_2P_2O_7 + 2NH_3 + H_2O$$

இவ்வினை அளவறி பகுப்பில் மக்னீஷியத்தை அளவிடப் பயன்படுகிறது.

மக்னீசியம் பெர்க்ளோரேட்டு [$Mg(ClO_4)_2$] : மக்னீசியம் ஹைடிராக்ஸைடை பெர்க்ளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, பின் கரைசலை அடர்ப்பித்து இச்சேர்மத்தைப் பெறலாம்.

$$Mg(OH)_2 + 2HClO_4 \longrightarrow Mg(ClO_4)_2 + 2H_2O$$

இது நீருடன் எளிதில் வினைபுரிந்து, இச்சேர்மத்தின் ஹெக்சா ஹைடிரேட்டைத் [$Mg(ClO_4)_2.6H_2O$] தருகிறது. வாணிபத் துறையில் 'அன்ஹைட்ரோன்' (anhydron) என்னும் பெயரில் சிறந்த நீர் நீக்கியாகப் பயன்படுகின்றது. இதன்

ஹெக்சாஹைட்ரேட்டை சூடேற்றும்பொழுது, ட்ரைஹைடிரேட்டும் பின் நீரற்ற உப்பும் உண்டாகிறது.

$$Mg(ClO_4).6H_2O \longrightarrow Mg(ClO_4)_2.3H_2O \longrightarrow Mg(ClO_4)_2$$

மக்னீசியம் நைட்ரைடு (Mg_3N_2) : மக்னீசியம் உலோகம் நைட்ரஜனில் எரிந்து இச்சேர்மத்தைத் தருகிறது. மற்ற நைட்ரைடுகளைப்போல், இதுவும் நீருடன் வினைபட்டு அம்மோனியாவைத் தருகிறது. ஹைடிரஜன் சல்ஃபைடுடன், மக்னீசியம் சல்ஃபைடையும், அம்மோனியாவையும் தருகிறது.

$$Mg_3N_2 + 3H_2S \longrightarrow 3MgS + 2NH_3$$

மக்னீசியம் நைட்ரேட்டு [$Mg(NO_3)_2$] : மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு அல்லது கார்பனேட்டை நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, பின் கரைசலை அடர்ப்பிக்கும்போது இச்சேர்மத்தின் ஹெக்சா ஹைடிரேட்டு—$Mg(NO_3)_2.6H_2O$—கிடைக்கிறது. இதன் அமைப்பு $[Mg(H_2O)_6]^{++}\ 2(NO_3)^-$ ஆகக் கருதப்படுகிறது. மற்ற நீரேறிய மக்னீசியம் உப்புக்களைப் போல், இதுவும் வெப்பத்தால் நீராற்பகுக்கப்படுகிறது. அதிகமாக வெப்பப்படுத்தும்போது, நைட்ரஜன் டையாக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$2Mg(NO_3)_2 \longrightarrow 2MgO + 4NO_2 + O_2$$

பண்பறி பகுப்பு : 1. மக்னீசியம் உப்பை நீரற்ற சோடியம் கார்பனேட்டுடன் கலந்து, பின் பசையாக்கி கரிக் குழியில் வைத்து பிரகாசமான புன்சன் சுடரால் வெப்பப் படுத்தப்படுகிறது. பின் சிறிது கோபால்ட் நைட்ரேட்டுக் கரைசலைச் சேர்த்து, மறுபடியும் சூடுபடுத்தும்போது, இளஞ் சிவப்பு (pink) நிறமுடைய—MgO, CoO—படிவு கிடைக்கும். 2. மக்னீசியம் உப்புக் கரைசலுடன், அம்மோனியம் ஹைடிராக்ஸைடு மற்றும் டைசோடியம் ஹைடிரஜன் பாஸ்ஃபேட்டுக் கரைசலைச் சேர்க்கும்போது, வெண்ணிற மக்னீசியம் அம்மோனியம் பாஸ்ஃபேட்டு ($MgNH_4PO_4$) படிகங்களைக் கொடுக்கிறது. 3. சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடுடன், மக்னீசியம் உப்புக் கரைசல், மக்னீசியம் ஹைடிராக்ஸைடு வீழ்படிவைக் கொடுக்கிறது.

பருமனறி பகுப்பு : மேலே குறிப்பிட்டபடி, மக்னீசியம் கரைசலிலிருந்து மக்னீசியம் அம்மோனியம் பாஸ்ஃபேட்டு வீழ்படிவாக்கப்பட்டு, பின் வீழ்படிவு வடிகட்டப்பட்டு, சூடு படுத்தப்படுகிறது. இது சிதைவுற்று மக்னீசியம் பைரோபாஸ்ஃபேட்டைக் கொடுக்கிறது.

$$2Mg(NH_4)PO_4 \longrightarrow Mg_2P_2O_7 + 2NH_3 + H_2O$$

இதன் எடை கண்டுபிடிக்கப்பட்டு, மக்னீசியம் அளவிடப்படுகிறது.

மக்னீசியம் உப்புக் கரைசலுடன் 8-ஹைடிராக்சிக்விநோலீன் (8–hydroxy quinoline) சேர்க்கும்போது, மக்னீசியம் ஆக்சினேட் $[Mg(OC_9H_6N)_2.2H_2O]$ வீழ்படிவாகிறது. இதன் எடை காணப்பட்டு, மக்னீசியம் அளவிடப்படுகிறது.

கால்சியம்
(Calcium)

தோன்றும் விதம் : கால்சியம் இயற்கையில் தனிம நிலையில் கிடைப்பதில்லை. 1808 ஆண்டு டேவி என்னும் விஞ்ஞானி இதைச் சுண்ணும்பிலிருந்து பிரித்தெடுத்தார். லத்தீன் மொழியில் 'கால்க்ஸ்' (calx) என்றுல் 'சுண்ணும்பு' எனப் பொருள். எனவே, கால்சியம் எனப் பெயர் பெற்றது. இத்தனிமம் பல சேர்மங்களாக இயற்கையில் காணப்படுகிறது. இதன் முக்கிய தாதுக்களாவன:

(i) கார்பனேட்டாக :

சுண்ணும்புக்கல் (limestone) — $CaCO_3$

டோலமைட்டு (dolamite) — $CaCO_3.MgCO_3$.

(ii) சல்ஃபேட்டாக :

ஜிப்சம் உப்பு (gypsum salt) — $CaSO_4.2H_2O$

அன்ஹைட்ரைட்டு (anhydrite) — $CaSO_4$

(iii) ஃபுளூரைடாக :

ஃபுளூஸ்பார் (fluospar) — CaF_2

ஃபுளூரப்படைட் (fluorapatite) — $3Ca_3(PO_4)_2\ CaF_2$

(iv) பாஸ்ஃபேட்டாக :

பாஸ்ஃபோரைட் (phosphorite) — $Ca_3(PO_4)_2$

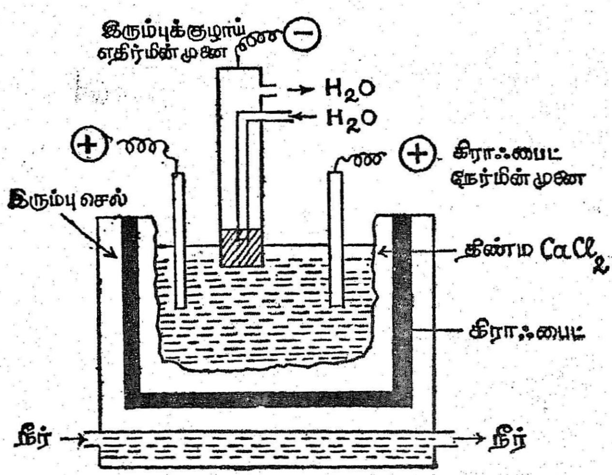
(v) சிலிக்கேட்டாக :

லைம் ஃபெல்ஸ்பார் (lime felspar) — $CaAl_2Si_2O_8$

சிறிதளவு கால்சியம் கடல்நீரில் அதன் உப்புக்களாகக் கரைந்துள்ளது. தாவரங்களும் விலங்குகளும் உயிர் வாழ

ஓரளவு கால்சியம் தேவைப்படுகிறது. பற்களும், எலும்புகளும் கால்சியம் பாஸ்ஃபேட்டைக் கொண்டுள்ளன.

பிரித்தெடுக்கும் முறை : 1. கால்சியம் குளோரைடும், கால்சியம் ஃபுளூரைடும் கலந்த கலவையினுள் உருகிய நிலையில் மின்சாரத்தைப்பாய்ச்சுவதன் மூலம் கால்சியம் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. கால்சியம் குளோரைடு 775°C வெப்பநிலையிலும், ஃபுளூரைடு 1375°C வெப்பநிலையிலும் உருகுகின்றன. ஆனால் 16% கால்சியம் ஃபுளூரைடைக் கொண்ட கலவை 644°Cல் உருகுகிறது. உட்புறம் க்ராஃபைட் பூசப்பட்ட, இரும்பினலான கலத்தில் உருகிய கலவை எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. இக்கலமே மின் கலத்தின்



படம் 32

நேர்மின் வாயாகச் (anode) செயல்படுகிறது. நீரினல் குளிரச் செய்து இரும்பு அல்லது கிராஃபைட் தண்டு எதிர்மின் வாயாகச் செயல்படுகிறது. மின்சாரம் செலுத்தும்போது, கால்சியம் எதிர்மின்வாயின் மேல் படிகிறது. எதிர்மின்வாய் ஒரு திருகு அமைப்புடன் (screwing arrangement) இணைக்கப்பட்டிருப்பதால், எதிர்மின் வாய்த் தண்டை மேலே ஏற்றவோ கீழே இறக்கவோ இயலும். கால்சியம் இத்தண்டின் மேல் படியும்போது, கால்சியம் படிவின் முனைமட்டுமே மின்பகுளியின் மேற்பரப்பில் தொட்டுக் கொண்டிருக்குமாறு இத்தண்டை மேல் நோக்கி ஏற்றவேண்டும். எனவே,

மின்சாரம் செலுத்தும்போது, தண்டு மேல் நோக்கி ஏற்றப் பட்டு, திண்ம வடிவில் கால்சியம் தகடாக இழுக்கப் படுகிறது. மக்னீசியத்தைப் போலல்லாது, உருகிய கால்சியம் உருகிய $CaCl_2$—CaF_2 கலவையைவிட கனமாகையால், உருகிய உலோகம் மேலே எழும்பாது. எனவே, இதைப் பிரிப்பது கடினமாகிறது.

2. நீரற்ற கால்சியம் குளோரைடை அலுமினியத்துடனோ சோடியத்துடனோ சேர்த்து வெப்பப்படுத்தினால், கால்சியம் உலோகம் கிடைக்கிறது.

$$3CaCl_2 + 2Al \xrightarrow{\Delta} 2AlCl_3 + 3Ca$$

$$CaCl_2 + 2Na \longrightarrow 2NaCl + Ca$$

வெற்றிடத்தில் (vacuum) 800 C வெப்பநிலையில் கால்சியம் உலோகத்தைப் பதங்கப்படுத்தி, தூய கால்சியம் பெறலாம்.

இயற்பியப் பண்புகள்: கால்சியம், சில்வரைப்போன்ற வெண்மையான உலோகம். இதைக் கம்பியாக நீட்டவும், தகடாக அடிக்கவும் இயலும். இது வெப்பத்தையும், மின் சாரத்தையும் நன்கு கடத்துகிறது. இதனுடைய ஒப்பு அடர்த்தி 1·55; உருகுநிலை 851°C; கொதிநிலை 1439°C. 800°C-ல் இது பதங்கமாகிறது.

ஈரக் காற்றில் இது மங்கலாகிறது; கால்சியம் ஆக்ஸைடும், கால்சியம் நைட்டிரைடும் உண்டாவதால் இவ்வாறு மங்கலாகிறது.

வேதியப் பண்புகள் : காற்றில் கால்சியம் எரிந்து கால்சியம் ஆக்ஸைடையும், நைட்ரைடையும் கொடுக்கிறது.

$$2Ca + O_2 \longrightarrow 2CaO$$

$$3Ca + N_2 \longrightarrow Ca_3N_2$$

நீரை எளிதில் சிதைக்கிறது. இவ்வினையில் ஹைடிரஜன் வெளிப்படுகிறது.

$$Ca + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2 \uparrow$$

சூடான நிலையில் ஹைடிரஜன், கார்பன், ஹாலஜன்கள் ஆகியவற்றுடன் வினைபட்டு முறையே கால்சியம் ஹைடிரைடு, கால்சியம் கார்பைடு மற்றும் கால்சியம் ஹாலைடுகளைக் கொடுக்கிறது.

$$Ca + H_2 \longrightarrow CaH_2$$

$$Ca + 2C \longrightarrow CaC_2$$

$$Ca + Cl_2 \longrightarrow CaCl_2$$

கார்பன்-டை-ஆக்சைடுடன் சூடாக்கும் பொழுது, கால்சியம் ஆக்சைடும், கால்சியம் கார்பைடும் உண்டாகிறது.

$$5Ca_2 + CO_2 \longrightarrow 4CaO + CaC_2$$

உலோக ஆக்ஸைடுகளை உலோக நிலைக்கு ஒடுக்குகிறது.

$$Cr_2O_3 + 3Ca \longrightarrow 2Cr + 3CaO$$

காரங்களுடன் கால்சியத்திற்கு வினை இல்லை.

பயன்கள் : கரிமச் சேர்மங்களிலிருந்து நீரை நீக்கவும், உலோகவியலில் சிறிதளவு மாசாக இருக்கும் நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் ஆகியவற்றை நீக்கவும், பெட்ரோலியத்திலிருந்து சல்ஃபரை அகற்றவும், பெரிலியம் குரோமியம் ஆகியவற்றின் ஆக்ஸைடுகளை உலோகநிலைக்கு ஒடுக்கவும், தனி ஆல்கஹால் தயாரிக்கவும் இவ்வுலோகம் பயன்படுகிறது.

கால்சியத்தின் சேர்மங்கள்

கால்சியம் ஹைடிரைடு (CaH_2) : 400—500°C-ல் சூடான கால்சியம் உலோகத்தின் மேல் ஹைடிரஜனைச் செலுத்தும் போது இச்சேர்மம் உண்டாகிறது.

$$Ca + H_2 \longrightarrow CaH_2$$

திரவ அம்மோனியாவில் இவ்வுலோகத்தைச் சூடாக்கி, அம்மோனியாவை ஆவியாக்கிக் கிடைக்கும் நுண்ணிய கால்சியம் உலோகத் தூளுடன் ஹைடிரஜன் எளிதில் வினைப் பட்டு, இச்சேர்மத்தைத் தருகிறது.

இது படிக வடிவுடைய, நிரமற்ற திண்மம். நீரில் வினைப் பட்டு ஹைடிரஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$CaH_2 + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2$$

காற்றில் இச்சேர்மம் நிலையானது. ஆனால் 600°Cக்கு மேல் அதன் தனிமங்களாகச் சிதைவடைகிறது. கார்பன்–டை ஆக்ஸைடுடன் வினைபட்டு கால்சியம் ஃபார்மேட்டைத் தருகிறது.

$$CaH_2 + 2CO_2 \longrightarrow Ca(HCOO)_2$$

இது ஓர் அயனிச் சேர்மம். மின்னாற்பகுக்கும்போது, ஹைடிரஜன் நேர்மின் முனையில் வெளியாகிறது. இச்சேர்மம் ஹைட்ரோலித் (hydrolith) என்னும் பெயரில் ஹைடிரஜனை தயாரிக்க இராணுவத்தில் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

கால்சியம் ஆக்ஸைடு (CaO) (**சுட்ட சுண்ணாம்பு—quicklime**) **:** கால்சியம் கார்பனேட்டு சூடுபடுத்தும்போது, கால்சியம் ஆக்ஸைடாகவும், கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடாகவும் சிதைவடைகிறது.

$$CaCO_3 \overset{800^\circ C}{\rightleftharpoons} CaO + CO_2\uparrow$$

இது மீள் வினையாதலின், முன்னேக்கிய வினையை நிகழச் செய்ய, உண்டாகும் கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு அவ்வப்போது வெளியேற்றப்படுகிறது. மேலும் இவ்வினை 1000°C-க்கு கீழ் நிகழ்த்தப்பட வேண்டும். இல்லாவிடில் மாசாக இருக்கும் மணலுடன் கால்சியம் ஆக்ஸைடு வினைபட்டு, எளிதில் உருகும் கால்சியம் சிலிக்கேட்டைக் கொடுக்கும்.

தற்காலத்தில் இவ்வினை சுண்ணம்பு உலைகளில் நிகழ்த்தப் படுகிறது. இவ்வுலையினுள் அடுப்புக் கரியும் (charcoal), பொடி செய்யப்பட்ட சுண்ணம்புக் கல்லும் சேர்ப்பர். கரியைப் புகைந்து கொண்டே எரிய விடுவர். கீழிருந்து காற்று மேல் நோக்கிச் செலுத்தப்படும். கால்சியம் கார்பனேட் சிதைவடைந்து கால்சியம் ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது. இது உலையிலிருந்து வெளியேற்றப்படுகிறது.

$$CaCO_3 + 2CO \longrightarrow 2CO_2\uparrow + CaO$$

கால்சியம் ஆக்ஸைடு வெண்மையான பொருள். அதிக உருகுநிலையைக் (2570°C) கொண்டது. இது நீருடன் வினை பட்டு, கால்சியம் ஹைடிராக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது. இவ் வினையில் மிகை அளவு வெப்பம் வெளியிடப்படுகிறது.

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + 15{,}000 \text{ கலோரிகள்}$$

கால்சியம் ஹைடிராக்ஸைடு நீரில் குறைந்த அளவே கரைகிறது. மேற்கண்ட வினையில் கிடைக்கும் சுண்ணும்பு பசையை சுண்ணும்புக் குழம்பு (milk of lime) என்றும், மேலே நிற்கும் நீர்க்கரைசலை 'சுண்ணும்பு நீர்' (lime water) என்றும் அழைக்கிரேம்.

இச்சேர்மம் குளோரினுடன் சலவைத் தூளைக் (bleaching powder) கொடுக்கிறது. ஈரமான கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு, சல்ஃபர் டை-ஆக்ஸைடு, ஹைடிரஜன் குளோரைடு வாயு ஆகியவற்றுடன் முறையே கால்சியம் கார்பனேட்டு, கால்சியம் சல்ஃபைட்டு, கால்சியம் குளோரைடு ஆகியவற்றைக் கொடுக் கிறது. இவ்வாயுக்கள் உலர்ந்த நிலையில் சுட்ட சுண்ணும் புடன் வினைப்படுவதில்லை.

$$CaO + CO_2 \longrightarrow CaCO_3$$

$$CaO + SO_2 \longrightarrow CaSO_3$$

$$CaO + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O$$

அமிலங்களுடனும், அமில ஆக்ஸைடுகளுடனும் இது வினைப்படுகிறது. சிலிக்காவுடன் கால்சியம் சிலிக்கேட்டையும், பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்ஸைடுடன் கால்சியம் பாஸ்ஃபேட்டை யும் கொடுக்கிறது. இவ்வினைகள் உலோகவியலில் மாசுகளை நீக்கப் பயன்படுகின்றன. சுட்ட சுண்ணும்பு ஈரத்தை உறிஞ்சும் பண்பைப் பெற்றதால், ஆய்வுச்சாலையில் இது ஒரு உலர்த்தி யாக (drying agent) உபயோகப்படுகிறது.

கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு, நீர் ஆகியவற்றை நீக்கும் பொருளாகவும், கால்சியம் கார்பைடு, சலவைத் தூள், சூப்பர் பாஸ்ஃபேட்டு, கண்ணுடி ஆகியவை தயாரிக்கவும், ஊது உலைகளின் உட்பகுதியை பூசவும், வாயு முகமூடிகளிலும் (gas masks), சோடாச் சுண்ணும்பு (soda lime) தயாரிக்கவும்,

விவசாயத்திலும் இன்னும் பல எண்ணற்ற வழிகளிலும் சுட்ட சுண்ணும்பு பயன்படுத்தப்படுகிறது.

கால்சியும் பெராக்ஸைடு (CaO_2): சுண்ணும்பு நீருடன் ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடைச் சேர்த்தால், வெண்ணிற கால்சியம் பெராக்ஸைடு கிடைக்கிறது. இதன் வாய்பாடு $CaO_2.8H_2O$ ஆகக் கருதப்படுகிறது. சூட்டினுலும், அமிலங் களினுலும் இச்சேர்மம் சிதைவடைந்து ஆக்ஸிஜனை வெளி யேற்றுகிறது. இச்சேர்மத்தின் 60% கரைசல் சலவைத் தொழிலிலும், நச்சுக் கொல்லியாகவும் (antiseptic) பயன் படுகிறது.

கால்சியம் ஹைடிராக்ஸைடு (நீற்றின சுண்ணும்பு) [$Ca(OH)_2$]: மேலே கூறியவாறு சுட்ட சுண்ணும்பு நீருடன் வினைபட்டு, நீற்றின சுண்ணும்பைக் கொடுக்கிறது.

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + 15{,}000 \text{ கலோரிகள்}$$

இது நீரில் குறைவாகவே கரைகிறது. இது குறைவாகக் கரைந்த நீர்க் கரைசல் 'சுண்ணும்பு நீர்' எனப்படுகிறது. வெப்ப நிலை உயரும்போது இச்சேர்மத்தின் கரைதிறன் குறைகிறது. 450°C வெப்பநிலைக்குமேல் சூடுபடுத்தினுல், இது சிதைந்து கால்சியம் ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது. இது காற்றிலுள்ள கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடை உறிஞ்சி கால்சியம் கார்பனேட் டையும், மிகை அளவு கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடுடன் கால்சியம் பைகார்பனேட்டையும், [$Ca(HCO_3)_2$], கொடுக்கிறது. காரமாத லின், நீற்றின சுண்ணும்பு அமிலங்களுடன் சேர்ந்து, உப்புக் களைக் கொடுக்கிறது. குளோரினுடன் சலவைத் தூளைத் தருகிறது.

இச்சேர்மம், சலவைத் தூள் தயாரிக்கவும், கண்ணுடி, எரிசோடா, சிமென்ட் ஆகிய பொருள்கள் தயாரிக்கவும், அமில வாயுக்களை உறிஞ்சும் பொருளாகவும், பயன்படுத்தப் படுகிறது.

மார்ட்டர் (Mortar): நீற்றின சுண்ணும்பு [$Ca(OH)_2$], மணல், நீர் ஆகியவை கலந்த கலவை சுண்ணும்புக் காரை என்றும் ஆங்கிலத்தில் மார்ட்டர் என்றும் கூறுவர். இக்கலவை கட்டிட வேலைகளுக்கு பல ஆண்டுகளாகப் பயன்படுத்தப் பட்டு வருகிறது. மணலைச் சேர்ப்பதால் இக்கலவையின் கடினத் தன்மை அதிகரிக்கிறது.

நீர் ஆவியுற்றுச் செல்வதனாலும், பல ஆண்டுகளில் மெது வாக கால்சியம் ஹைடிராக்ஸைடு சிலிக்காவுடனும், கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடுடனும் வினை புரிந்து கால்சியம் சிலிக்கேட்டையும், கார்பனேட்டையும் தருவதனாலும், இக்கலவை ஆண்டுகள் செல்லச் செல்ல கடினத் தன்மையை அதிகம் பெறுகின்றன.

$$Ca(OH)_2 + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3 + H_2O$$

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$$

கால்சியம் ஃபுளூரைடு (CaF_2): இயற்கையில் இச்சேர்மம் ஃபுளூர்ஸ்பார் தாதுவாகக் கிடைக்கிறது. கால்சியம் உப்புக் கரைசலுடன் கரையும் ஃபுளூரைடு உப்புக் கரைசலைச் சேர்க்கும்போது இச்சேர்மம் வீழ்படிவாகிறது. இது நீரிலும், அமிலத்திலும் கரைவதில்லை.

இது உலோகவியலில் இளக்கியாகவும், எனமல், கண்ணாடி ஆகியவை தயாரிக்கவும், ஃபுளூரின் வாயு தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

கால்சியம் குளோரைடு ($CaCl_2.6H_2O$): இயற்கையில் இச்சேர்மம் குளோரபடைட் [$3Ca_3(PO_4)_2.CaCl_2$] தாதுவிலும், டெக்ஹைட்ரைட் தாதுவிலும் [$CaCl_2.MgCl_2.12H_2O$] உள்ளது. மேலும் இச்சேர்மம் கடல் நீரிலிருந்தும், சோடியம் கார்பனேட் தயாரிக்க உதவும் சால்வே முறையில் உடன் விளைபொருளாகவும் கிடைக்கிறது.

ஆய்வுச்சாலையில் இப்பொருளை கால்சியம் உப்புகளிலிருந்து தயாரிக்கலாம். கால்சியம் ஆக்ஸைடு அல்லது கார்பனேட் அடர் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைக்கப்பட்டு பின்னர் கரைசல் அடர்ப்பிக்கப்படும்போது, ஹெக்சாஹைடிரேட் ($CaCl_2.6H_2O$) படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது. இச்சேர்மத்தை 200°C வெப்பநிலைக்கு உயர்த்தும்போது, டை-ஹைடிரேட்டாகவும் ($CaCl_2.2H_2O$) மேலும் வெப்பநிலையை உயர்த்தும்போது முற்றிலும் படிநீர் நீக்கப்படும்.

$$CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

நீரற்ற கால்சியம் குளோரைடு நீர்க்கும் தன்மையது. எனவே, இது ஆய்வுச்சாலையில் நீர் நீக்கியாகப் பயன்

படுத்தப்படுகிறது. நீரிலும் ஆல்கஹாலிலும் எளிதில் கரைகிறது. அம்மோனியாவுடன் $CaCl_2.8NH_3$ என்னும் கூட்டுப் பொருளையும், ஆல்கஹாலுடன் $[CaCl_2.4C_2H_5OH]$ சேர்மத்தையும் கொடுக்கிறது. இக்காரணம் கொண்டே அம்மோனியா, ஈத்தைல் ஆல்கஹால் ஆகியவற்றை உலர்த்த நீரற்ற கால்சியம் குளோரைடைப் பயன்படுத்தக் கூடாது.

சோதனைச்சாலையில் வாயுக்களை உலர்த்துவதற்கு இச்சேர்மம் பயன்படுகிறது. சாலைகளில் இதைத் தூவுவதனால், தூசி பறப்பது தடுக்கப்படுகிறது. இச்சேர்மத்தின் அடர் கரைசல் மிகக் குறைந்த வெப்பநிலையில் (—48°C) உறைவதால் ஐஸ் தயாரிக்கும் தொழிற்சாலைகளில் பயன்படுகிறது,

கால்சியம் சல்ஃபேட்டு (ஜிப்சம்) $(CaSO_4.2H_2O)$: இச் சேர்மம் இயற்கையில் அன்ஹைட்ரைட் (anhydrite, $CaSO_4$)–ஆகவும், ஜிப்சம் உப்பாகவும் $(CaSO_4.2H_2O)$ கிடைக்கிறது. கால்சியம் குளோரைடு அல்லது நைட்ரேட்டுக் கரைசலுடன், நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்தால், கால்சியம் சல்ஃபேட் வீழ்படிவாகிறது. இது நீரில் அதிகமாகக் கரைவதில்லை. வெப்பநிலை 40°Cக்குமேல் அதிகரிக்கும் போது இதன் கரைதிறன் குறைகிறது. இது சூடான அடர் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலில் கரைந்து $[(NH_4)_2SO_4.CaSO_4.H_2O]$ஐக் கொடுக்கிறது.

ஜிப்சம் உப்பைச் சூடுபடுத்தும் போது கீழ்க்கண்ட மாற்றங்கள் நிகழ்கின்றன:

$$\underset{\text{மானோக்ளினிக் படிகநிலை}}{CaSO_4.2H_2O} \underset{}{\overset{\Delta}{\rightleftharpoons}} \underset{\text{ஆர்த்தோராம்பிக் படிகநிலை}}{CaSO_4.2H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{பிளாஸ்டர் ஆஃப் பாரிஸ்}}{CaSO_4.\tfrac{1}{2}H_2O}$$

$$CaSO_4.\tfrac{1}{2}H_2O \longrightarrow 2CaSO_4 \xrightarrow{\Delta} 2CaO + 2SO_2 + O_2\uparrow$$

பிளாஸ்டர் ஆஃப் பாரிஸ் (Plaster of Paris) தயாரிக்கவும், சிமென்ட், வடிதாள் ஆகியவற்றின் தொழிலிலும், விவசாயத்திலும் இச்சேர்மம் பயன்படுகிறது.

பிளாஸ்டர் ஆஃப் பாரிஸ் $(CaSO_4.\tfrac{1}{2}H_2O)$, ஜிப்சம் உப்பை 120°Cக்கு சூடுபடுத்துவதனல் கிடைக்கிறது.

$$2CaSO_4.2H_2O \longrightarrow (CaSO_4)_2H_2O + 3H_2O$$

இச் சேர்மம் நீருடன் சேர்க்கப்பட்டால், சிறிது நேரத்தில் (10 நிமிடங்கள்) கடினமான வெண்ணிறத் திண்மமாக மாறுகிறது. இப்போது ஜிப்சம் திரும்பவும் உண்டாகிறது.

$$(CaSO_4)_2.H_2O + 3H_2O \longrightarrow 2CaSO_4.\,2H_2O$$

இவ்வினையில் சேர்மம் சிறிது விரிவடைகிறது. இதைப் பயன்படுத்தி இச்சேர்மம் மருத்துவத்துறையில், எலும்பு முறிந்த இடங்களைக் கட்டவும், சிலைகள் செய்யும் தொழிலிலும் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது.

கால்சியம் சல்ஃபைடு (CaS): கால்சியம் ஹைடிராக்ஸைடுடன், ஹைடிரஜன் சல்ஃபைடை வினைப்படுத்தினால், இச் சேர்மம் கிடைக்கிறது.

$$Ca(OH)_2 + H_2S \rightleftharpoons CaS + 2H_2O$$

ஜிப்சம், கரி ஆகியவற்றை 900°Cக்கு சூடுபடுத்தினாலும், இச் சேர்மம் கிடைக்கிறது.

$$CaSO_4 + 4C \longrightarrow CaS + 4CO$$

இது நீரில் சிறிதளவே கரையும். அதிக வெப்பநிலையில் நீரினால் சிதைவடைகிறது.

$$2CaS + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + Ca(HS)_2$$

இது அமிலத்தில் நன்கு கரைகிறது. ஒளிவிடும் பூச்சுக்களைத் தயாரிக்க இது பயன்படுகிறது.

கால்சியம் நைட்ரேட்டு $[Ca(NO_3)_2]$: கால்சியம் கார்பனேட்டு நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைக்கப்பட்டு பின் கரைசல் அடர்ப்பிக்கப்படும்போது, இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது. இது ஒரு வகை பாக்டீரியாக்களாலும் (nitrifying bacteria) உண்டாக்கப்படுகிறது.

$$CaCO_3 + 2HNO_3 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O + CO_2$$

இது நீர்க்கும் தன்மை பெற்றது. வெப்பப்படுத்தும்போது, சிதைவடைகிறது.

$$2Ca(NO_3)_2 \longrightarrow 2CaO + 4NO_2 + O_2$$

கால்சியம் ஆக்ஸைடுடன் கலக்கப்பட்டு, கார கால்சியம் நைட்ரேட் $[Ca(NO_3)_2.CaO]$ கிடைக்கிறது. இது நார்வேஜியன் சால்ட்பீட்டர் (Norwegian saltpetre) என்னும் பெயரில் உரமாக உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது.

சாதாரண வெப்பநிலைகளில் இது நீரேறிய நிலையில் $[Ca(NO_3)_2.4H_2O]$ காணப்படுகிறது. இது நீரிலும், ஆல்கஹாலிலும் எளிதில் கரைகிறது.

கால்சியம் கார்பனேட்டு (சுண்ணும்புக்கல்) $(CaCO_3)$ **:** இது இயற்கையில் சுண்ணும்புக்கல் (limestone) ஆகவும், மார்பிள் (marble) ஆகவும், டோலமைட், ஐஸ்லான்ட் ஸ்பார் (dolamite and iceland spar) ஆகவும் பெருமளவில் கிடைக்கிறது.

சுண்ணும்பு நீருடன் கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடைச் செலுத்துவதனுலோ, கரையும் கால்சியம் உப்புக் கரைசலுடன் சோடியம் கார்பனேட்டைச் சேர்ப்பதனுலோ, இச்சேர்மம் வீழ்படிவாகிறது.

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + H_2O$$

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + 2NaCl$$

சுண்ணும்பு நீர்க்கரைசலுடன், அதிக நேரம் கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடைப் பாய்ச்சினுல், முதலில் கிடைக்கும் கால்சியம் கார்பனேட்டு வீழ்படிவு கரைந்து தெளிந்த கரைசலைக் கொடுக்கிறது. இது கரையும் கால்சியம் பைகார்பனேட்டு உண்டாவதனுலாகும்.

$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$$

இச்சேர்மம் வெப்பப்படுத்தும்போது சிதைவடைகிறது.

$$CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_2$$

இச்சேர்மம் கட்டிட வேலைகளிலும், சிமெண்ட் மற்றும் கண்ணுடித் தொழிற்சாலைகளிலும், பல உலோகங்களை பிரித்தெடுக்கவும் பயன்படுகிறது.

கால்சியம் கார்பைடு (CaC_2) **:** வாணிப முறையில் இச்சேர்மம் சுட்ட சுண்ணும்பையும் (CaO), பொடி செய்த கல்

கரியையும் (coke) 2:3 என்னும் விகிதத்தில் சேர்த்து, 2000°Cக்கு மின் உலையில் சூடு செய்வதன் மூலம் தயாரிக்கப் படுகிறது.

$$CaO + 3C \xrightarrow{2000°C} CaC_2 + CO\uparrow$$

இச் சேர்மம் கடினமான படிகம். இது நீருடன் குளிர்ந்த நிலையில் வினைபட்டு, அசிட்டிலீனை வெளியேற்றுகிறது.

$$CaC_2 + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$$

நைட்ரஜனுடன் வெப்பப்படுத்தப்படும்போது, கால்சியம் சயனமைடையும், கரியையும் கொடுக்கிறது.

$$CaC_2 + N_2 \longrightarrow CaCN_2 + C$$

இவை இரண்டும் கலந்த கலவை ($CaCN_2 + C$) விவசாயத்தில் நைட்ரோலிம் (Nitrolim) என்னும் பெயரில் உரமாகப் பயன் படுகிறது. இது ஒரு கருநிறப் பொடியாகும். இது நிலத்தில் போட்டவுடன் காற்றிலுள்ள கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடுடனும், நீருடனும் கீழ்க்காணுமாறு வினைப்படுகிறது.

$$CaCN_2 + H_2O + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + \underset{\text{சயனமைடு}}{NH_2.CN}$$

சயனமைடு, யூரியாவாக நீராற் பகுக்கப்படுகிறது.

$$NH_2.CN + H_2O \longrightarrow \underset{\text{யூரியா}}{NH_2.CO.NH_2}$$

இது மேலும் நீராற்பகுக்கப்பட்டு, கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடாகவும், அம்மோனியாவாகவும் மாறுகிறது.

$$NH_2.CO.NH_2 + H_2O \longrightarrow CO_2 + 2NH_3$$

அம்மோனியா, பல நைட்ரேட்டுகளாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்யப்பட்டு, தாவரங்களால் உறிஞ்சிக் கொள்ளப்படுகிறது.

கால்சியம் கார்பைடு சேர்மத்தில் Ca^{+2} அயனிகளும் அசிடிலைடு அயனிகளும் $[:C \equiv C:]^{-2}$ உள்ளனவாதலால்,

அதை கால்சியம் அசிடிலைடு என அழைப்பது மிகப் பொருத்த மானது.

எனவே, கால்சியம் கார்பைடு உரம் தயாரிக்கவும் அசிட்டி லீன், அசிட்டால்-டிஹைடு போன்ற கரிமச் சேர்மங்களைத் தயாரிக்கவும், ஆக்ஸி-அசிட்டிலீன் ஊதுகுழலிலும் பயன் படுத்தப்படுகிறது.

கால்சியம் பாஸ்ஃபேட் $[Ca_3(PO_4)_2]$: இது இயற்கை யில் க்ளோரப்படைட்டாகவும் $[3Ca_3(PO_4)_2.CaCl_2]$, ஃபுளூரப் படைட்டாகவும் $[3Ca_3(PO_4)_2.CaF_2]$ கிடைக்கிறது. மற்றும் எலும்புகளிலும் இது காணப்படுகிறது.

கால்சியம் உப்பின் காரக் கரைசலுடன், கரையும் பாஸ் பேட்டுக் கரைசலைச் சேர்ப்பதனால், கால்சியம் பாஸ்ஃபேட் வீழ்படிவாகிறது.

$$3CaCl_2 + 2Na_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6NaCl$$

இது அமிலத்தில் கரைகிறது. நீரில் கரைவதில்லை. இச்சேர்மம் பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம், சூப்பர் பாஸ்ஃபேட் மற்றும் பாஸ் பரஸ் தனிமம் ஆகியவை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

கால்சியம் குளோரைடு கரைசலுடன், டைசோடியம் ஹைடிரஜன் பாஸ்ஃபேட்டுக் கரைசலைச் சேர்ப்பதனால், இரண்டாம் நிலை கால்சியம் பாஸ்ஃபேட்டு (secondary calcium phosphate, $CaHPO_4$) கிடைக்கும்.

$$CaCl_2 + NO_2HPO_4 \rightleftharpoons CaHPO_4 + 2NaCl$$

முதல் நிலை கால்சியம் பாஸ்ஃபேட்டு, $Ca(H_2PO_4)_2$, சூப்பர் பாஸ்ஃபேட்டாக பெருமளவில் பயன்படுத்தப் படுகிறது. இது கால்சியம் பாஸ்ஃபேட்டுடன் தேவையான அளவு அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைச் சேர்ப்பதால் கிடைக் கிறது.

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 + 5H_2O \longrightarrow Ca(H_2PO_4)_2.H_2O + 2CaSO_4.2H_2O$$

இது தயாரிக்கும் முறை விரிவாக பாஸ்பரஸ் அத்தியாயத்தில் தரப்பட்டுள்ளது. இச்சேர்மம் நீரில் கரைகிறது.

கால்சியம் ஆக்ஸலேட்டு (CaC_2O_4), கால்சியம் குளோ ரைடுக் கரைசலுடன் அம்மோனியம் ஆக்ஸலேட்டுக் கரைசலைச்

சேர்ப்பதனுல் இச்சேர்மம் வீழ்படிவாகிறது. இது நீரில் கரைவதில்லை. ஆனுல் அமிலங்களில் கரைகிறது. எனவே, அம்மோனியா ஊடகத்தில், இதை வீழ்படிவாக்க வேண்டும். இவ்வினை கால்சியத்தைக் கண்டறியவும் (detection), அளவிடவும் (estimation) பயன்படுகிறது, இதை வெப்பப்படுத்தும் போது கால்சியம் கார்பனேட்டாக சிதைவடைகிறது.

$$CaC_2O_4 \longrightarrow CaCO_3 + CO$$

சலவைத் தூள் (Bleaching powder, $CaOCl_2$**) :** உலர்ந்த கால்சியம் ஹைடிராக்ஸைடு குளோரினுடன் வினைபட்டு, சலவைத் தூளைக் கொடுக்கிறது. இதில் கால்சியம் குளோரோ ஹைபோ குளோரைட் அடங்கியுள்ளது.

$$Ca(OH)_2 + Cl_2 \longrightarrow CaOCl_2 + H_2O$$

இது தயாரிக்கும் முறை, பண்புகள், பயன்கள் ஆகியவை குளோரின் அத்தியாயத்தில் விரிவாகத் தரப்பட்டுள்ளன.

பண்பறி பகுப்பு : 1. சுடர் சோதனையில் கால்சியம் செங்கல் சிவப்பு நிறத்தைத் தருகிறது. 2. அம்மோனியம் குளோரைடு, அம்மோனியம் ஹைடிராக்ஸைடு மற்றும் அம்மோனியம் கார்பனேட்டுக் கரைசல்களை கால்சியம் உப்புக் கரைசலுடன் சேர்க்கும்போது, வெண்ணிற கால்சியம் கார்பனேட்டு வீழ்படிவாகிறது. இது நீர்த்த அமிலங்களில் கரைகிறது. 3. கால்சியம் உப்புக் கரைசலுடன் அம்மோனியம் ஆக்ஸலேட்டு கரைசலைச் சேர்க்கும்போது, வெண்ணிற கால்சியம் ஆக்ஸலேட்டு கிடைக்கிறது. இது அசிட்டிக் அமிலத்தில் கரைவதில்லை.

அளவறி பகுப்பு : 1. பருமனறி பகுப்பில் கால்சியம் ஆக்ஸலேட்டை வீழ்படியச் செய்து, பின் அமிலத்தில் கலந்து கிடைத்த ஆக்சாலிக் அமிலம் திறனறிந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலுடன் தரம் பார்க்கப்படுகிறது.

2. எடையறி பகுப்பில், கால்சியம் ஆக்ஸலேட்டு வீழ்படிவைச் சூடாக்கி கிடைக்கும் கால்சியம் கார்பனேட்டின் (அல்லது கால்சியம் ஆக்ஸைடின்) எடையைக் கண்டுபிடிக்க வேண்டும். மாருக, கிடைத்த நீரேறிய கால்சியம் ஆக்ஸலேட்டின் எடையைக் கொண்டும், கால்சியத்தின் எடையை நிர்ணயிக்கலாம்.

ஸ்ட்ரான்ஷியம் (Strontium)

தோன்றும் விதம் : மற்ற இரண்டாம் தொகுதித் (IIA) தனிமங்களைப்போல், ஸ்ட்ரான்ஷியமும் இயற்கையில் தனிம நிலையில் காணப்படுவதில்லை; சேர்ம நிலையிலேயே கிடைக்கிறது. இதன் முக்கிய தாதுக்களாவன:

(i) ஸ்ட்ரான்ஷியனைட் (strontianite) — $SrCO_3$

(ii) ஸெலஸ்டீன் (celestine) — $SrSO_4$

ஸ்ட்ரான்ஷியனைட் தாது அமெரிக்காவிலும், ஸெலஸ்டீன் இங்கிலாந்து, சிசிலி ஆகிய இடங்களிலும் கிடைக்கிறது. இது இந்தியாவிலும் சிறிதளவு கிடைக்கிறது.

பிரித்தெடுக்கும் முறை : இத்தனிமம், பெருமளவில் பிரித்தெடுக்கப்படவில்லை. இதைக் கீழ்க்காணும் முறைகளில் பிரித்தெடுக்கலாம்.

1. உருகிய ஸ்ட்ரான்ஷியம் குளோரைடோ அல்லது ஸ்ட்ரான்ஷியம் குளோரைடும், அம்மோனியம் குளோரைடும் கலந்த கலவையோ உருகிய நிலையில் மின்னாற்பகுக்கப்படுகிறது. உருகிய இக்கலவை இரும்பிலான கலத்தில் எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. இக்கலம் எதிர்மின் வாயாகவும் உருகிய கலவையினுள் புகுத்தப்பட்ட கார்பன் தண்டுகள் நேர்மின் வாயாகவும் செயல்படுகின்றன.

2. ஸ்ட்ரான்ஷியம் ஆக்ஸைடை அலுமினியம் உலோகத்தால் ஒடுக்கியும் இத் தனிமத்தைப் பெறலாம்.

3. மெர்க்குரி எதிர்மின் வாயைக்கொண்டு, மின்பகுத்தலை நிகழ்த்தி பின் கிடைக்கும் ஸ்ட்ரான்ஷியம இரசக் கலவையை (strontium amalgam) ஆவியுறச் செய்து, தூய ஸ்ட்ரான்ஷியத்தைத் தயாரிக்கலாம்.

பண்புகள் : ஸ்ட்ரான்ஷியம் ஒரு வெள்ளிபோன்ற வெண்மையான உலோகம். இது ஒரு லேசான உலோகம். ஒப்பு அடர்த்தி 2·5. இதைத் தகடாக அடிக்கவும், கம்பியாக இழுக்கவும் இயலும். கால்சியத்தைவிட அதிக நேர்மின் தன்மையைக் கொண்டது.

வேதியப் பண்புகளில் ஸ்ட்ரான்ஷியம் கால்சியத்தை ஒத்துள்ளது. இது காற்ருலும், ஆக்ஸிஜனுலும் எளிதில் ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது. நீரை எளிதில் சிதைக்கிறது. கால்சியத்தைவிட வேதிய வினைகளில் அதிக வீரியத்துடன் ஈடுபடுகிறது.

ஸ்ட்ரான்ஷியத்தின் சேர்மங்கள்

ஸ்ட்ரான்ஷியத்தின் சேர்மங்கள் பெரும்பாலும் அதன் தாதுவாகிய ஸ்ட்ரான்ஷியனைட்டிலிருந்து ($SrCO_3$) நேரடியாகத் தயாரிக்கப்படுகின்றன. ஸெலஸ்டைன் எளிதில் கிடைத்தால், இது சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலுடன் சேர்த்து கார்பனேட்டாக மாற்றப்படுகிறது.

ஸ்ட்ரான்ஷியம் ஹைடிரைடு (SrH_2)**:** ஸ்ட்ரான்ஷியம் உலோகத்தை அதிக வெப்பநிலையில் ஹைடிரஜனுடன் வினைபுரியச் செய்தால் இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது. இது பண்புகளில் கால்சியம் ஹைடிரைடை ஒத்துள்ளது.

ஸ்ட்ரான்ஷியம் ஆக்ஸைடு (SrO)**:** ஸ்ட்ரான்ஷியம் கார்பனேட்டையோ, நைட்ரேட்டையோ வெப்பப்படுத்துவதனுல், இந்த ஆக்ஸைடு கிடைக்கிறது. கார்பனேட்டுடன் சிறிதளவு கார்பனைச் சேர்த்தால், சிதைவு எளிதில் நிகழ்கிறது.

$$SrCO_3 + C \longrightarrow SrO + 2CO$$

$$2Sr(NO_3)_2 \longrightarrow 2SrO + 4NO_2 + O_2$$

மாருக, ஸெலஸ்டைனை ($SrSO_4$) கார்பனுல் ஒடுக்கி, பின் கிடைக்கும் சல்ஃபைடை சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடில் கரைத்து, பின் ஹைடிராக்ஸைடை வெப்பப்படுத்துவதனுல் ஆக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

$$SrSO_4 + 4C \longrightarrow SrS + 4CO$$

$$SrS + 2NaOH \longrightarrow Na_2S + Sr(OH)_2$$

$$Sr(OH)_2 \xrightarrow{\Delta} SrO + H_2O$$

இது சுட்ட சுண்ணும்பைப்போல் வெண்ணிறத் திண்மம். நீரில் வெப்பத்தை வெளியிட்டுக் கரைந்து, $Sr(OH)_2$ஐக் கொடுக்கிறது. இது கால்சியம் ஹைடிராக்ஸைடைவிட வீரியம் உள்ள காரமாகும். இது $Sr(OH)_2.8H_2O$ என்னும் படிகத்தைக் கொடுக்கிறது. இது நீர்க்கும் தன்மை பெற்றது. 100°Cக்கு வெப்பப்படுத்தும்போது, நீரற்ற சேர்மத்தைக் கொடுக்கிறது. செஞ்சுட்டு வெப்பநிலையில் நீரை வெளியேற்றி ஸ்ட்ரான்ஷியம் ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

இச் சேர்மம் கழிவுப்பாகிலிருந்து (molasses) சர்க்கரையைத் தூய்மைப்படுத்தப் பயன்படுகிறது. கழிவுப்பாகுடன் இச் சேர்மத்தைச் சேர்க்கும்போது, கரையாத $[C_{12}H_{22}O_{11}.2SrO]$ சேர்மம் கிடைக்கிறது. இதை வடிகட்டிச் சர்க்கரை பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

இச் சேர்மம் கால்சியம் ஹைடிராக்ஸைடைவிட அதிகமாக நீரில் கரைகிறது. இக்கரைசலினுள் கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடைச் செலுத்தினால், $SrCO_3$ வீழ்படிவாகிறது.

ஸ்ட்ரான்ஷியம் பெராக்ஸைடு ($SrO_2.8H_2O$) **:** அதிக அழுத்தத்தில் ஆக்ஸிஜனுடன் செஞ்சூட்டு நிலையில் ஸ்ட்ரான்ஷியம் ஆக்ஸைடு வினைபட்டு, ஸ்ட்ரான்ஷியம் பெராக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது. ஸ்ட்ரான்ஷியம் ஹைடிராக்ஸைடு கரைசலுடன் H_2O_2 அல்லது Na_2O_2 சேர்ப்பதனாலும் இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது. அதிக வெப்பநிலையில் இது சிதைவடைகிறது. (BaO_2-உடன் ஒப்பிடுக).

$$2SrO_2 \longrightarrow 2SrO + O_2$$

இச் சேர்மம் நீரில் கரைவதில்லை. அமிலத்துடன் வினைபட்டு சிதைவடைகிறது.

ஸ்ட்ரான்ஷியம் குளோரைடு ($SrCl_2.6H_2O$) **:** ஸ்ட்ரான்ஷியம் கார்பனேட்டை ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்து பின் கரைசலை அடர்ப்பித்து இச்சேர்மத்தைத் தயாரிக்கலாம். மற்றொரு முறையில் ஸ்ட்ரான்ஷியம் சல்ஃபேட்டை சோடியம் கார்பனேட்டுடன் உருக்கி, பின் கிடைத்த ஸ்ட்ரான்ஷியம் கார்பனேட்டை மேற்கண்ட வினைக்கு உட்படுத்தி ஸ்ட்ரான்ஷியம் குளோரைடைப் பெறலாம்.

இச்சேர்மம் தூள்பூக்கும் (efflorescent) தன்மை பெற்ற நிறமற்ற படிகங்களாலானது. கால்சியம் குளோரைடைவிட

மிகக் குறைவாகவே நீரில் கரைகிறது. நீரற்ற ஸ்ட்ரான்ஷியம் குளோரைடு தனி ஆல்கஹாலில் கரைவதில்லை. ($CaCl_2$ எளிதில் கரைகிறது. $BaCl_2$ கரைவதில்லை.)

ஸ்ட்ரான்ஷியம் நைட்ரேட் [$Sr(NO_3)_2$] : ஸ்ட்ரான்ஷியம் கார்பனேட்டு நைட்ரிக் அமிலத்துடன் சேர்க்கப்பட்டு, பின் கரைசல் அடர்ப்பிக்கப்பட்டு இச்சேர்மம் தயாரிக்கப்படுகிறது. சல்ஃபர் மற்றும் கரியுடன் கலந்து சிவப்பு நிற சுவாலை உண்டாக்க மத்தாப்புத் தொழிற்சாலைகளில் இச் சேர்மம் பயன்படுகிறது.

ஸ்ட்ரான்ஷியம் சல்ஃபேட் ($SrSO_4$) : இச்சேர்மம் நீரில் கரைவதில்லை. கரையும் ஸ்ட்ரான்ஷியம் உப்புக் கரைசலுடன் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலைச் சேர்க்கும்போது, இது வீழ்படிவாகிறது. நீர்த்த ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தில் இது கரைகிறது. கால்சியம் சல்ஃபேட்டைப்போல் இச்சேர் மம் படிக நீருடன் இல்லை.

பண்பறி பகுப்பு : 1. அடர் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வைக்கப்பட்ட ஸ்ட்ரான்ஷிய உப்பின் பசை, புன்சன் சுடருக்கு கிரிம்சன் சிவப்பு (crimson red) நிறத்தைக் கொடுக்கிறது. 2. கால்சியம் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலை, ஸ்ட்ரான்ஷியம் உப்புக் கரைசலுடன் சேர்க்கும்போது, வெண்ணிற $SrSO_4$ வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. கரைசலை கொதிக்க வைத்தால், வீழ்படிவு எளிதில் கிடைக்கிறது.

அளவறி பகுப்பு : கால்சியத்தைப் போலவே, பருமனறி பகுப்பில் ஸ்ட்ரான்ஷியம் ஆக்ஸலேட்டாக வீழ்படிவாக்கச் செய்து, பின் அமிலத்தில் கரைத்து, கிடைத்த ஆக்ஸாலிக் அமிலம் $KMnO_4$ கரைசலுடன் தரம் பார்க்கப்படுகிறது. எடையறி பகுப்பில் இதை ஆக்ஸலேட்டாக வீழ்படிவடையச் செய்து, உலர்த்தி எடையைக் கண்டுபிடிக்க வேண்டும்.

பேரியம் (Barium)

தோன்றும் விதம் : பேரியம் இயற்கையில் தனிம நிலையில் கிடைப்பதில்லை. சேர்மமாகவே காணப்படுகிறது. இதன் முக்கிய தாதுக்களாவன:

பேரைட்டீஸ் அல்லது ஹெவி ஸ்பார் Barytes or heavy spar	—	$BaSO_4$
விதரைட் (Witherite)	—	$BaCO_3$
ஆல்ஸ்டோனைட் (Alstonite)	—	$BaCO_3 . CaCO_3$

மாங்கனீஸ் போன்ற மற்ற உலோகங்களின் தாதுக்களுடன் பேரியத்தின் சேர்மங்கள் மாசாகக் காணப்படுகின்றன.

உலோகவியல் : ஸ்ட்ரான்ஷியம் பிரித்தெடுக்கும் முறைகளில் பேரியத்தையும் பிரித்தெடுக்கலாம்.

1. **மின்பகுப்பு முறை:** மெர்க்குரியை எதிர்மின் முனையாகக் கொண்டு, உருகிய பேரியம் குளோரைடு மின்னாற் பகுக்கப்படுகிறது. எதிர்மின் முனையில் வெளியாகும் பேரியம் மெர்க்குரியுடன் இணைந்து இரசக்கலவையைக் கொடுக்கிறது. இது வெற்றிடத்தில் ஆவியாக்கப்பட்டு, பேரியம் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

2. **கிங் முறை (King Process) :** பேரியம் ஆக்ஸைடு மற்றும் பேரியம் பெராக்ஸைடை 9:1 என்னும் விகிதத்தில் கலந்து, ஒரு இரும்புக் குழாயில் வெற்றிடத்தில் 1200°C வெப்ப நிலையில் அலுமினியத் தூளுடன் சூடுபடுத்தப்படுகிறது. ஆக்ஸைடு ஒடுக்கமடைந்து பேரியம் உலோகத்தைக் கொடுக்கிறது. இவ்வெப்பநிலையில் பேரியம் ஆவியாகும். ஆவியைக் குளிரவைத்தால் தனிமம் திண்ம நிலையில் படியும்.

$$3BaO + 2Al \longrightarrow 3Ba + Al_2O_3$$

இவ்வொடுக்க வினைக்கு கால்சியம், சிலிக்கன் ஆகியவற்றையும் பயன்படுத்தலாம்.

பண்புகள் : பேரியம் வெள்ளி போன்ற வெண்ணிற உலோகம். இதை தகடாக அடிக்க இயலும். ஸ்ட்ரான்ஷியம், கால்சியத்தைப் போன்று லேசானது. இதன் ஒப்பு அடர்த்தி 3·8. இதன் உருகுநிலை 850°C. கொதிநிலை 1537°C. மின்சாரத்தை நன்கு கடத்துகிறது.

வேதியப் பண்புகளில் இவ்வுலோகம் கால்சியம், ஸ்ட்ரான்ஷியத்தைவிட அதிகம் வீரியம் வாய்ந்தது. தூளாக்கப்பட்ட இவ்வுலோகம் காற்றில் தீப்பற்றி எரிகிறது. காற்றி

லுள்ள ஆக்ஸிஜனுடனும், நைட்ரஜனுடனும் வினைபட்டு முறையே பேரியம் ஆக்ஸைடையும், பேரியம் நைட்ரைடையும் கொடுக்கிறது.

$$3Ba + N_2 \longrightarrow Ba_3N_2$$

$$2Ba + O_2 \longrightarrow 2BaO$$

இது நீரைச் சிதைக்கிறது. ஆல்கஹாலுடன் வினைபட்டு ஹைடிரஜனை வெளிப்படுத்துகிறது (கால்சியத்திற்கும், ஸ்ட்ரான்ஷியத்திற்கும் இவ்வினை இல்லை).

$$Ba + 2H_2O \longrightarrow Ba(OH)_2 + H_2$$

$$Ba + 2C_2H_5OH \longrightarrow (C_2H_5O)_2Ba + H_2$$

பேரியம் ஈதாக்சைடு

அமிலங்களுடன் வினைப்படுகிறது. ஆனால் காரங்களுடன் வினை இல்லை. சல்ஃபர், ஹாலஜன் ஆகியவற்றுடன் எளிதில் வினைப்படுகிறது.

ரேடியோ வால்வுகள், வெற்றிடக் குழாய்கள், பேரியம் உலோகக் கலவைகள் (ஃப்ரே உலோகம்—Fray metal—98% Pb, 2% Ba) ஆகியவை தயாரிக்க இவ்வுலோகம் பயன்படுகிறது.

பேரியத்தின் சேர்மங்கள்

ஸ்ட்ரான்ஷியத்தின் சேர்மங்களைப்போலவே, பெரும்பாலான பேரியத்தின் சேர்மங்கள் அதன் தாதுவாகிய விதரைட்டிலிருந்து ($BaCO_3$) தயாரிக்கப்படுகின்றன. பேரியம் சல்ஃபேட் அதிகமாகக் கிடைக்கும் இடங்களில், இச்சேர்மம் முதலில் பேரியம் சல்ஃபைடாக ஒடுக்கப்பட்டு, பின் அமிலத்தில் கரைக்கப்பட்டு, தேவைப்படும் உப்பு தயாரிக்கப்படுகிறது.

பேரியம் ஆக்ஸைடு (BaO), (**பரைடா, Baryta**): *1.* பேரியம் ஹைடிராக்ஸைடு அல்லது நைட்ரேட்டை செஞ்சூட்டுக்கு சூடேற்றுவதால் பேரியம் ஆக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

2. பேரியம் கார்பனேட்டு வெப்பத்தால் சிதைவடைவதில்லை. எனவே, கரியுடன் சேர்த்து இச்சேர்மம் வெப்பப் படுத்தப்படுகிறது.

$$BaCO_3 + C \longrightarrow BaO + 2CO$$

$$2Ba(NO_3)_2 \longrightarrow 2BaO + 4NO_2 + O_2$$

$$Ba(OH)_2 \longrightarrow BaO + H_2O$$

இது வெண்ணிறத் தூள். நீருடன் வினைபட்டு, வெப்பத்தை வெளியிட்டு, பேரியம் ஹைடிராக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$BaO + H_2O \longrightarrow Ba(OH)_2$$

காற்றில் வெப்பப்படுத்தும்போது பேரியம் பெராக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது. மேலும் அதிக வெப்பநிலைக்கு உயர்த்தும் போது பெராக்ஸைடு சிதைவடைந்து பேரியம் ஆக்ஸைடையும், ஆக்ஸிஜனையும் கொடுக்கிறது. இவ் வினை பிரின் முறையில் (Brin's process) பெருமளவில் ஆக்ஸிஜனைத் தயாரிக்கப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

பேரியம் பெராக்ஸைடு (BaO_2): மேலே கூறியவாறு, கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடும், நீரும் அற்ற காற்றுடன் பேரியம் ஆக்ஸைடை 500°C-க்கு சூடுபடுத்தினல் இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது.

$$2BaO + O_2 \rightleftharpoons 2BaO_2 \qquad \Delta H = 24{,}200 \text{ கலோரிகள்}$$

பேரியம் ஹைடிராக்ஸைடுக் கரைசலில் ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடைச் சேர்த்தால் $BaO_2.8H_2O$ வீழ்படிவாகிறது. இதை 130°Cக்கு சூடுபடுத்தினல், நீரற்ற BaO_2 கிடைக்கிறது.

இது நிறமற்ற திண்மம். நீரில் சிறிதளவே கரையும். நீர்த்த அமிலங்களுடனே, கார்பன்–டை–ஆக்ஸைடுடனே ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடை வெளிப்படுத்துகிறது.

$$BaO_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 \downarrow + H_2O_2$$

$$BaO_2 + CO_2 + H_2O \longrightarrow BaCO_3 \downarrow + H_2O_2$$

இதனால் H_2O_2 தயாரிக்க இச்சேர்மம் பயன்படுத்தப்படுகிறது. காற்றிலுள்ள கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடை உறிஞ்சி, மெதுவாக ஆக்ஸிஜனை வெளிவிடுகிறது.

$$2BaO_2 + 2CO_2 \longrightarrow 2BaCO_3 + O_2$$

இச் சேர்மம் ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடுடன் $BaO_2.H_2O_2$ என்னும் கூட்டுச் சேர்மத்தைக் கொடுக்கும். இதன் நிறம் சிறிது சிறிதாக மாறுகிறது. இது நீருடன் வினைபட்டு, ஆக்ஸிஜனை வெளியேற்றுகிறது.

பேரியம் ஹைடிராக்ஸைடு $[Ba(OH)_2]$ **:** பேரியம் ஆக்ஸைடு நீரில் கரைவதனாலோ, பேரியம் கார்பனேட்டை (விதரைட் தாது) நீராவியுடன் வினைக்குட்படுத்துவதனாலோ, இச்சேர்மத்தைப் பெறலாம்.

$$BaO + H_2O \longrightarrow Ba(OH)_2$$

$$BaCO_3 + H_2O \rightleftharpoons Ba(OH)_2 + CO$$

இது வெண்மையான தூள். நீருடன் ஆக்டா ஹைடிரேட்டு $[Ba(OH)_2.8H_2O]$ வீழ்படிவாகிறது. இது நீரில் கரையும். இதன் நீர்க்கரைசல் பரைட்டா (baryta) எனப்படுகிறது. இது ஒரு வீரியமுள்ள காரமாகும். எனவே, இக்கரைசல் அமிலங்களுடன் தரம் பார்ப்பதற்கு பயன்படுத்தப்படுகிறது. இக்காரம் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடைவிட சிறந்ததாகக் கருதப்படுகிறது. ஏனெனில், இது காற்றிலுள்ள கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடை உறிஞ்சிக் கொண்டால், பேரியம் கார்பனேட் வீழ்படிவாக மாறுகிறது. எனவே, எஞ்சியுள்ள $Ba(OH)_2$-ஐ ஃபீனால்ஃப்தலீன் நிறம் காட்டியைக்கொண்டு தரம் பார்க்கலாம். சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடில் இம்மாற்றம் நிகழ்ந்தால், இந்நிறம் காட்டியைக் கொண்டு நன்கு தரம் பார்க்க முடியாது. சர்க்கரையுடன் எளிதில் கரையா கூட்டுச் சேர்மத்தை பேரியம் ஹைடிராக்ஸைடு கொடுக்கிறது. ஆனால், நடைமுறையில் இவ்வினை சர்க்கரையைத் தூய்மைப் படுத்தப் பயன்படுவதில்லை. ஏனெனில், பரைட்டா நச்சுத் தன்மை வாய்ந்தது.

பேரியம் குளோரைடு $(BaCl_2.2H_2O)$**:** 1. விதரைட்டு தாதுவுடன் நீர்த்த ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்து பின் கரைசல் அடர்ப்பிக்கப்படும்போது இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது.

$$BaCO_3 + 2HCl \longrightarrow BaCl_2 + H_2O + CO_2$$

2. பேரைட்டீஸ் ($BaSO_4$) என்ற தாதுவை கார்பன், கால்சியம் குளோரைடு ஆகியவற்றுடன் சேர்த்து மிகவும் நன்கு சூடாக்கி பின்னர் நீரில் கரைக்க வேண்டும்.

$$BaSO_4 + 4C \longrightarrow BaS + 4CO$$

$$BaS + CaCl_2 \longrightarrow BaCl_2 + CaS$$

$$BaSO_4 + 4C + CaCl_2 \longrightarrow BaCl_2 + CaS + 4CO\uparrow$$

இக்கரைசலினுள் CaO-ஐச் சேர்த்தால் (CaS.CaO) என்னும் வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. இங்ஙனம் CaS நீக்கப்படு கிறது. பின் கரைசல் அடர்ப்பிக்கப்படும்போது, பேரியம் குளோரைடு படிகிறது.

பேரியம் குளோரைடு நிறமற்ற திண்மம். நீரில் நன்கு கரைகிறது. அடர் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைவ தில்லை. நீர்க்கும் தன்மையோ, தூள் பூக்கும் தன்மையோ இதற்கில்லை.

சல்ஃபேட்டு அயனியைக் கண்டறியவும், அளவிடவும் இச் சேர்மத்தின் கரைசல் பயன்படுகிறது.

பேரியம் சல்ஃபேட்டு ($BaSO_4$): பேரியம் குளோரைடு கரைசலுடன், நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தையோ, கரையும் சல்ஃபேட்டு உப்புக் கரைசலையோ சேர்ப்பதால், வெண்ணிற பேரியம் சல்ஃபேட் வீழ்படிவாகிறது. இது நீரில் கரைவதில்லை. ஆனால் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைகிறது. இது பேரியத்தின் அமில சல்ஃபேட் $Ba(HSO_4)_2$ உண்டாவதனு லாகும்.

இச்சேர்மம் லித்தோபோன் (lithopone) என்னும் நிறப் பொருளை (pigment) தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. இது பேரியம் சல்ஃபேட், சிங்க் சல்ஃபைடு மற்றும் ஆக்ஸைடுகளாலாகிய கலவையாகும். மற்றும் காகிதத்தில் பளபளப்பு ஏற்படுத்தவும், ரப்பர், தோல், பீங்கான் ஆகிய தொழிலிலும் இச் சேர்மம் பயன்படுகிறது. இது உண்டாகும் வினையே பேரியத்தையோ, சல்ஃபேட்டையோ பண்பறி பகுப்பில் கண்டறியப் பயன்படு கிறது.

பேரியம் சல்ஃபைடு (BaS): பேரியம் சல்ஃபேட்டு கார்பனுல் வெண்சூட்டு நிலையில் ஒடுக்கப்பட்டு, இச்சேர்மம் பெறப்படுகிறது.

$$BaSO_4 + 4C \longrightarrow BaS + 4CO$$

பேரியம் கார்பனேட்டுடன், கார்பன்-டை-சல்ஃபைடைச் சேர்ப்பதன் மூலமும் இச்சேர்மத்தைப் பெறலாம்.

$$2BaCO_3 + CS_2 \longrightarrow 2BaS + 3CO_2$$

இது ஒரு வெண்ணிறப் பொருள். உலோக மாசுகள் கலந்திருக்கும்போது, ஆரஞ்சு நிறத்தில் ஒளிர்கிறது. இது நீரினுல் பகுக்கப்படுகிறது.

$$BaS + 2H_2O \longrightarrow Ba(OH)_2 + H_2S$$

$$2BaS + 2H_2O \longrightarrow Ba(OH)_2 + Ba(HS)_2$$

பளபளப்பான பெயின்டுகள் தயாரிக்கவும், லித்தோபோன் தயாரிக்கவும் இது பயன்படுகிறது.

பேரியம் நைட்ரேட்டு [$Ba(NO_3)_2$]: பேரியம் ஹைடிராக்ஸைடு, கார்பனேட்டு அல்லது ஆக்ஸைடை நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, கரைசலை அடர்ப்பிக்கும்போது பேரியம் நைட்ரேட் கிடைக்கிறது. அல்லது பேரியம் குளோரைடு கரைசலுடன், சோடியம் நைட்ரேட்டுக் கரைசலைச் சேர்த்தால், குறைந்த கரைதிறனுள்ள பேரியம் நைட்ரேட் வீழ்படிவாகிறது.

$$BaCl_2 + 2NaNO_3 \rightleftharpoons Ba(NO_3)_2 + 2NaCl$$

இது நிறமற்ற திண்மம், நீரில் கரையும். இதைச் சூடுபடுத்தினுல் பேரியம் ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

இச்சேர்மத்துடன், சல்ஃபர், கரி ஆகியவை கலந்த கலவை பச்சை நிற சுடரைக் கொடுப்பதால் மத்தாப்பு செய்யப் பயன்படுகிறது. மேலும் இது பேரியம் ஆக்ஸைடு தயாரிக்கவும், ஆய்வுச்சாலை கரணியாகவும் பயன்படுகிறது.

பேரியம் கார்பனேட்டு ($BaCO_3$): இது இயற்கையில் விதரைட் என்னும் தாதுவாகக் கிடைக்கிறது. கரையும்

பேரியம் உப்புக் கரைசலுடன் சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலைச் சேர்ப்பதனாலோ, பரைட்டா நீருடன் கார்பன்–டை ஆக்ஸைடைச் சேர்ப்பதனாலோ, பேரியம் கார்பனேட் வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

இது நீரில் கரையாத, நிறமற்ற தூள். நீர்த்த அமிலங்களில் கரைகிறது. இதைக் கொண்டு பேரியத்தின் பல சேர்மங்கள் தயாரிக்கப்படுகின்றன. கனமான கண்ணாடி தயாரிக்கவும், பெயின்ட் தொழிற்சாலையிலும் இச்சேர்மம் பயன்படுகிறது.

பேரியம் குரோமேட்டு ($BaCrO_4$) : கரையும் பேரியம் உப்புக் கரைசலுடன் சோடியம் அல்லது பொட்டாசியம் குரோமேட்டுக் கரைசலைச் சேர்க்கும்போது இச்சேர்மம் வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

$$BaCl_2 + K_2CrO_4 \longrightarrow BaCrO_4 \downarrow + 2KCl$$

இது நீரிலும், அசிட்டிக் அமிலத்திலும் குறைவாகவே கரைகிறது. ஆனால் அமிலங்களில் எளிதில் கரைகிறது.

பண்பறி பகுப்பு : 1. அடர் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் கலந்த பேரியம் உப்பின் பசை புன்சன் சுடருக்கு லேசான ஆப்பிள் பச்சை நிறத்தைக் கொடுக்கிறது. 2. பொட்டாசியம் குரோமேட்டுக் கரைசலுடன் பேரியம் உப்பின் கரைசல் மஞ்சள் நிற பேரியம் குரோமேட் வீழ்படிவைக் கொடுக்கிறது. 3. பேரியம் உப்பின் கரைசல் நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வெண்ணிற வீழ்படிவைக் கொடுக்கிறது. இது ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைவதில்லை.

அளவறி பகுப்பு : எடையறி பகுப்பில், பேரியம், சல்ஃபேட்டாக மாற்றப்பட்டு பின் வீழ்படிவு உலர்த்தப்பட்டு அதன் எடை கணக்கிடப்படுகிறது.

பருமனறி பகுப்பில் பேரியம் குரோமேட்டாக வீழ்ப்படியச் செய்து, இது அமிலத்தில் கரைக்கப்பட்டு அதனுடன் பொட்டாசியம் அயோடைடு சேர்த்து, வெளிவரும் அயோடினை சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன் ஸ்டார்ச் நிறங்காட்டியைக் கொண்டு, தரம் பார்க்கலாம்.

ரேடியம் (Radium)

இத் தனிமம் அதன் கதிரியக்கப் பண்புகளினுலேயே முக்கியம் வாய்ந்தது.

ஹென்றி பெக்கரல் என்னும் விஞ்ஞானி 1896 ஆம் ஆண்டு பிட்ச் ப்ளென்ட் (pitch blende) என்னும் யுரேனியத்தின் தாது மூடி வைக்கப்பட்டுள்ள ஒளிப்படத் தகட்டைப் பாதிக்கும் கதிர்களை வெளி விடுவதைக் கண்டார். இக் கதிர்கள் காற்றை அயனியுறச் செய்கின்றன. இவ்வாறு கண்ணுக்குப் புலப்படாத கதிர்களை வெளிவிடும் தனிமங்களைக் கதிரியக்கத் தனிமங்கள் என்றும், இவ்வியற்பாட்டைக் கதிரியக்கம் (radioactivity) எனவும் பெயரிட்டார். எனவே, பிட்ச் ப்ளென்டின் கதிரியக்கத்தின் காரணம் அதில் உள்ள யுரேனியம் என்றும், யுரேனியமே இத்தகைய கதிர்களை வெளிவிடுகிறது என்றும் கருதினுர்.

ஆனுல், பிட்ச் ப்ளென்டிலிருந்து யுரேனியம் பிரித்தெடுக்கப்பட்டபின், எஞ்சிய கசடின் (residue) கதிரியக்கம் மிகவும் அதிகமாக இருப்பது கண்டறியப்பட்டது. இக்கசடிலிருந்து க்யூரி அம்மையாரும், அவரது கணவரும் 1898ஆம் ஆண்டு ரேடியம் என்னும் கதிரியக்கத் தனிமத்தைப் பிரித்தெடுத்தனர். இத் தனிமம் யுரேனியத்தைப் போல் பல இலட்சக் கணக்கான மடங்கு அதிகக் கதிரியக்கம் பெற்று இருப்பது கண்டறியப்பட்டது. மேலும் பிட்ச் பிளென்டில் இருக்கும் ரேடியத்தின் அளவு மிகக் குறைவாக இருந்ததால், இதைப் பிரித்தெடுப்பது மிகவும் கடினமாக இருந்தது. மிகவும் சிரமப்பட்டு க்யூரி அம்மையார் அவர் கணவருடன் பிட்ச் ப்ளென்டிலிருந்து 0·37 கிராம் ரேடியத்தைப் பிரித்தெடுத்தார்.

ஒரு கிராம் எடையுள்ள ரேடியம் ஒரு செகன்டில் $3{\cdot}7 \times 10^{10}$ ஆல்ஃபாத் துகள்களை வெளியிடுகிறது. இந்த எண் கதிரியக்கச் சிதைவின் அலகாகக் (unit) கருதப்படுகிறது. க்யூரி அம்மையாரின் நினைவாக இவ்வெண் ஒரு க்யூரி (curie) என அழைக்கப்படுகிறது. ரேடியத்தின் ஐசோடோப்புகளின் பாதிச் சிதைவு காலம் கீழே தரப்பட்டுள்ளது.

Ra^{226} — 1622 ஆண்டுகள்; Ra^{224} — 3·64 நாட்கள்

Ra^{223} — 11·2 நாட்கள் ; Ra^{228} — 6·7 ஆண்டுகள்

Ra^{226} ஆல்ஃபாத் துகள்களை வெளியிட்டு ரேடானுக (radon) மாறுகிறது.

$$_{88}Ra^{226} \xrightarrow{\alpha \text{ துகள்}} {}_{86}Ra^{222} + \gamma\text{-கதிர்கள்}$$

தோற்றம் : யுரேனியம் கிடைக்கும் பிட்ச் ப்ளென்ட் தாது மற்றும் கார்னடைட் போன்ற தாதுக்களில் ரேடியம் காணப் படுகிறது.

1. பிட்ச் ப்ளென்ட் (pitch blende)—UO, V_2O_8
2. கார்னடைட் (cornotite)—$K(UO_2).VO.\frac{1}{2}H_2O$
3. ஆடிஊனட் (autinite)—$Ca(UO_2)_2(PO_4)_2.8H_2O$

ரேடியத்தைப் பிரித்தெடுத்தல் : பொடி செய்யப்பட்ட பிட்ச் பிளென்ட் காற்றில் நன்கு வறுத்தெடுக்கப்படுகிறது. இதனால் ஆர்செனிக், சல்ஃபர், ஆன்டிமனி போன்றவை எளிதில் ஆவியாகும் ஆக்ஸைடுகளாக வெளியேறுகின்றன. பின் தாது சோடியம் குளோரைடு மற்றும் சோடியம் நைட்ரேட் ஆகியவற்றுடன் கலக்கப்பட்டு நன்கு வறுக்கப்படுகிறது. பின் இதனுடன் நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலம், பேரியம் குளோரைடு, ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலம் ஆகியவை சேர்க்கப்படு கின்றன. இப்போது ரேடியம், பேரியம் ஆகியவற்றின் சல்ஃபேட்டுகளும், சில்வர் குளோரைடும், சிலிக்காவும் வீழ்படிவா கின்றன. யுரேனியம் காப்பர், அயர்ன் போன்றவை கரைந்து விடுகின்றன. வீழ்படிவு பிரித்தெடுக்கப்பட்டு, சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டுக் கரைசலைச் சேர்த்தால் சில்வர் குளோ ரைடு கரைந்து விடுகிறது. பின் எஞ்சியுள்ள வீழ்படிவுடன் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடைச் சேர்த்து வெப்பப்படுத்தினால், லெட் சல்ஃபேட் சோடியம் பிளம்பேட்டாக மாறிக் கரைந்து விடுகிறது. பின் வீழ்படிவு சோடியம் கார்பனேட்டுடன் உருக்கப்பட்டு, நீர்த்த ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைக்கப்படுகிறது. சிலிக்கா கரையாமல் உள்ளது. $BaCl_2$ம் $RaCl_2$ம் கரைந்து விடுகின்றன. இக் கரைசலிலிருந்து பலமுறை பின்னப் படிகமாக்கல் முறைப்படி, $RaCl_2$ பிரித்தெடுக்கப்படு கிறது. இதன் செயல்முறைச் சுருக்கம் (flow sheet) கீழே தரப்பட்டுள்ளது.

ரேடியத்தை பேரியத்திலிருந்து பிரித்தெடுத்தல்: ரேடியமும் பேரியமும் வேதியவினைகளில்ஒத்துள்ளதால், இவ்விரு தனிமங் களையும் பிரித்தெடுப்பது கடினமாகிறது. $RaCl_2$-ம், $BaCl_2$-ம்

பிட்ச் பிளெண்ட் (Pitch blende)

Fe, Cu, U, Ra, Ag, Pb, Ba, SiO_2, S, As, Sb

| காற்றில் வறுத்தல்

- AS, S, Sb, அதன் ஆக்ஸைடு ஆவியாதல் மூலம் நீக்கப்படுகிறது
- $NaCl + NaNO_3$—வறுத்தல் பின் $BaCl_2$, H_2SO_4 கரைசல்கள் சேர்த்தல்
  - வீழ்படிவு
    $RaSO_4$, $BaSO_4$, AgCl, $PbSO_4$, SiO_2
    | $Na_2S_2O_3$ சேர்த்தல்
    - கரைசல்
      Ag நீக்கப்படுதல்
    - வீழ்படிவு
      $RaSO_4$, $BaSO_4$, $PbSO_4$.SiO_2
      | NaOH
      - வடிநீர்
        லெட் நீக்கப்படுதல்
      - வீழ்படிவு
        $RaSO_4$, $BaSO_4$, SiO_2
        | Na_2CO_3-உருக்குதல்
        | நீர்த்த HCl சேர்த்தல்
        - வடிநீர்
          $RaCl_2$, $BaCl_2$
          (இவை பின்னப் படிகமாக்கல் முறைப்படி பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன)
          - $RaCl_2$
          - BaCl
        - வீழ்படிவு
          SiO_2 நீக்கப்படுதல்
  - வடிநீர்
    V, Cu, Fe

பின்னப் படிகமாக்கலைப் பல தடவைகள் நிகழ்த்த வேண்டும். எனவே, தற்காலத்தில் $BaCrO_4$-ம், $RaCrO_4$-ம் பின்னப்படிகமாக்கல் முறைக்கு உட்படுத்தப்பட்டுப் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன.

மற்றொரு முறையில் இவற்றின் குளோரைடுகள் தாள் பரப்புக் கவர்ச்சிப் பகுப்பு (paper chromatography) முறைப்படி பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன.

உலோகவியல் : ரேடியம் குளோரைடு கரைசல் மெர்க்குரி எதிர்மின் முனையையும், பிளாட்டினம்–இரிடியம் உலோகத்தாலான நேர்மின் முனையையும் கொண்டு மின்னாற் பகுக்கப்படுகிறது. எதிர்மின் முனையில் வெளிவரும் ரேடியம் மெர்க்குரியுடன் சேர்ந்து இரசக்கலவையைக் கொடுக்கிறது. இக் கலவை ஹைடிரஜன் சூழலில் குறைந்த அழுத்தத்தில் காய்ச்சி வடிக்கப்படுகிறது. சுமார் 700°C வெப்பநிலையில் மெர்க்குரி முழுதும் ஆவியாக்கப் படுகிறது. கலத்தில் ரேடியம் தங்குகிறது.

பண்புகள் : ரேடியம் வெண்மையான உலோகம். காரமண் உலோகங்களைப் போல், நீரைச் சிதைக்கிறது. இது மற்ற காரமண் உலோகங்களைப் போல், பண்புகளில் ஒத்துள்ளது. நைட்ரஜனுடன், ரேடியம் நைட்ரைடையும், Ra_3N_2, ஆக்ஸிஜனுடன் ஆக்ஸைடையும் கொடுக்கிறது.

ரேடியத்தின் சேர்மங்கள்

ரேடியத்தின் சேர்மங்கள் பேரியத்தின் சேர்மங்களைப் பெரும்பாலும் ஒத்துள்ளன. ஆனால், பொதுவாக ரேடியத்தின் சேர்மங்கள் குறைந்த கரைதிறனைப் பெற்றுள்ளன. தூய ரேடிய உலோகமோ அல்லது அதன் தூய உப்புக்களோ சுய ஒளியற்றவை. ஆனால் மாசுகள் இருந்தால் அவை ஒளியுடன் இருக்கும்.

ரேடியம் குளோரைடு ($RaCl_2 \cdot 2H_2O$), ரேடியம் கார்பனேட்டை ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்து கரைசலை அடர்ப்பிப்பதனால் கிடைக்கிறது.

ரேடியம் ஹைடிராக்ஸைடு — $Ra(OH)_2$ — உலோகத்தை நீரில் கரைக்கும்போது பெறப்படுகிறது.

ரேடியம் சல்ஃபேட்டு—$RaSO_4$—கரையும் ரேடியம் உப்புக் கரைசலுடன், நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைச் சேர்ப்பதனுல் கிடைக்கிறது.

ரேடியம் நைட்ரேட்டு—$Ra(NO_3)_2$—ரேடியம் கார்பனேட்டை நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, பின் கரைசலை அடர்ப்பிப்பதனுல் கிடைக்கிறது.

பயன்கள் : ரேடியமும், அதிலிருந்து பெறப்படும் ரேடானும் கதிரியக்கம் பெற்றவை. இக்கதிர்கள் புற்று நோயைக் குணப்படுத்தப் பயனுகின்றன. தற்காலத்தில் Co^{60}-ம் ரேடியத்திற்கு பதிலாக புற்று நோயைக் குணப்படுத்த உபயோகப் படுத்தப்படுகிறது.

ரேடியம் உப்புகள் ஒளிதரும் பெயின்டுகளில் பயன் படுத்தப்படுகின்றன. ZnS, CaS ஆகியவற்றுடன் ரேடியம் உப்புகள் கலக்கப்பட்டு 'ரேடியம் டயல்' கடிகாரங்களில் உபயோகப்படுகிறது. இத்தகைய டயல்கள் இருட்டில் நன்கு தெரிகின்றன.

ரேடியம் மற்றும் அதன் உப்புகள் தடித்த லெட் கலங்களில் வைக்கப்படுகின்றன. ஏனெனில், இதிலிருந்து வெளிவரும் கதிர்கள் உடலுக்கு ஊறு செய்யும் தன்மை பெற்றவை.

வினுக்கள்

1. கால்சியம், ஸ்ட்ரான்ஷியம், பேரியம் இவற்றிற் கிடையே உள்ள ஒற்றுமைகளேயும், சிங்க், காட்மியம் மெர்க்குரி இவற்றிற்கிடையே உள்ள ஒற்றுமைகளேயும் தனித்தனியே குறிப்பிட்டு, இவ்விரு துணைத் தொகுதிகளுக்கும் இடையே பாலம்போன்று அமைந்திருக்கும் தனிமமாகிய மக்னீசியத்தின் இடத்தினை ஆய்க.

2. மக்னீசியத்தின் உலோகவியலை விவரி. அதன் குணங்களேயும் பயன்களேயும், உலோகக் கலவைகளேயும் பற்றிய விவரங்களை தொகுத்துக் கூறுக,

3. கால்சியத்தின் முக்கியமான தாதுக்கள் யாவை? அதன் உலோகவியலை விவரி. சிறு குறிப்பெழுதுக: (a) கால்சியம் கார்பைடு; (b) பிளாஸ்டர் ஆஃப் பாரிஸ்.

4. பிட்ச் ப்ளெண்டிலிருந்து ரேடியம் தயாரிக்கப்படும் விதத்தை விளக்குக. அதன் பண்புகளையும், பயன்களையும் விவரி.

5. ரேடியம் எவ்வாறு கண்டுபிடிக்கப்பட்டது?

15. IIB தொகுதித் தனிமங்கள்

IIB தொகுதியில் சிங்க், காட்மியம், மெர்க்குரி ஆகிய மூன்று தனிமங்கள் உள்ளன. இத்தொகுதியில் உள்ள தனிமங்களின் பண்புகளில் சீரான மாற்றம் காணப்படவில்லை. IA மற்றும் IB தொகுதித் தனிமங்களிடையே காணப்படும் ஒற்றுமையைவிட IIA மற்றும் IIB தொகுதித் தனிமங்களிடையே அதிகமாக ஒற்றுமைகள் காணப்படுகின்றன. குறிப்பாக சிங்க்கும், காட்மியமும் மக்னீசியத்துடன் ஒத்து இருக்கின்றன. மெர்க்குரி, அதன் உபதொகுதியில் உள்ள மற்ற இரு தனிமங்களின் (Zn, Cd) பண்புகளினின்றும் மாறுபட்டு தனக்கே உரிய பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது. சான்றாக, சிங்க்கும் காட்மியமும் ஈரிணைதிறனில் நிலைப்புச் சேர்மங்களைத் தருகின்றன. ஆனால் மெர்க்குரி ஓரிணை திறன் நிலையிலும் சேர்மங்களைத் தருகின்றது.

எலெக்ட்ரான் அமைப்பு :

Zn — [Ar] $3d^{10}$ $4s^{2}$

Cd — [Kr] $4d^{10}$ $5s^{2}$

Hg — [Xe] $5d^{10}$ $6s^{2}$

இத் தனிமங்களின் வெளிச் சுற்றுப் பாதையில் 2 எலெக்ட்ரான்களும், அதன் ஈற்றயல் சுற்றுப்பாதையின் d–உபஷெல்லில் 10 எலெக்ட்ரான்களும் இருப்பதைக் காண்க. IIA தொகுதித் தனிம அணுக்களின் ஈற்றயல் ஷெல்லில் (penultimate shell) 8 எலெக்ட்ரான்களும், IIB தொகுதித் தனிம அணுக்களின் ஈற்றயல் ஷெல்லில் 18 எலெக்ட்ரான்களும் உள.

இணைதிறன் : இத்தனிம அணுக்களின் வெளிச் சுற்றுப் பாதை இரு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளதால், இவை +1,

+2 இணைதிறனில் இருக்கலாம் என அறிகிறோம். ஆனால் சிங்க்கும், காட்மியமும் +2 இணைதிறன் நிலையிலேயே சேர்மங்களைத் தருகின்றன. +1 இணைதிறன் நிலையில் சேர்மங்கள் உண்டாவது நிரூபிக்கப்படவில்லை. ஆனால், மெர்க்குரி +1 நிலையிலும், +2 இணைதிறன் நிலையிலும் நிலையான சேர்மங்களைத் தருகின்றது.

ஈற்றயல் ஷெல்லின் d-உபஷெல்லில் எலெக்ட்ரான்கள் இருப்பதால், அவைகளை வெளியேற்றி இரண்டுக்கும் மேற்பட்ட இணைதிறனில் சேர்மத்தைக் கொடுப்பது (காப்பரைப் போல) சாத்தியம் எனத்தோன்றினாலும், நடைமுறையில் d-எலெக்ட்ரான்கள் சேர்மங்கள் உண்டாக்கப் பயன்படுவதில்லை. இத்தனிமங்களின் மூன்றாவது அயனியாக்க ஆற்றல் மிகவும் அதிகமாக இருப்பது இவ்வுண்மையை விளக்குகிறது.

தோன்றும் விதம் : இயற்கையில் இத்தனிமங்கள் அதிக அளவில் காணப்படவில்லை. பெரும்பாலும் இத்தனிமங்கள் அதன் சல்ஃபைடுகளாகவே கிடைக்கின்றன.

பிரித்தெடுக்கும் முறை : பொதுவாக இத்தனிமங்கள் இருமுறைகளில் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன. 1. இவைகளின் சேர்மங்களின் நீர்க்கரைசலில் மின்சாரத்தைச் செலுத்தும் போது, தூய உலோகம் கிடைக்கிறது. 2. இத்தனிமங்கள் பெரும்பாலும் சல்ஃபைடு தாதுக்களாக இருப்பதால், இவைகளை வறுத்து, ஆக்ஸைடுகளாக மாற்றி, பின் கார்பனைக் கொண்டு, உலோக நிலைக்கு ஒடுக்கலாம். ஆனால், மெர்க்குரிக்கு கார்பனைச் சேர்க்க வேண்டிய அவசியமில்லை.

பௌதிகப் பண்புகள் : இத்தொகுதியில் தனிமங்களின் அணு எடை அதிகரிக்கும்போது, இவற்றின் அடர்த்தி சீராக அதிகமாகிறது. ஆனால் கொதிநிலை, உருகுநிலை, வெப்ப எண் (specific heat) ஆகியவற்றின் மதிப்புகள் குறைந்துகொண்டு செல்கின்றன. IIA தொகுதியைப் போலல்லாது இத்தொகுதியில் அணு எடை அதிகமாகும்போது தனிமங்களின் நேர்மின் தன்மை குறைந்துகொண்டு செல்கிறது.

வீரியத் தன்மை : IIA தொகுதித் தனிமங்களுடன் ஒப்பிட்டுப் பார்க்கும்போது, இத்தனிமங்களின் வீரியத் தன்மை குறைவாக உள்ளது. அணு எடை அதிகரிக்கும்போது, இவற்றின் வீரியத் தன்மையும் குறைந்துகொண்டு செல்கிறது.

சான்றாக, சிங்க் காற்றினால் பாதிக்கப்பட்டு, அதன் புறப்பகுதியில் ஆக்ஸைடினாலாகிய படலத்தைக் (surface film) கொடுக்கிறது. காட்மியமும், மெர்க்குரியும் காற்றினால் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைவதில்லை. இதுபோலவே சிங்க்கும், காட்மியமும் கொதிக்கும் நீரைச் சிறிதளவும், நன்கு சூடுபடுத்தப்பட்ட நீராவியை பெருமளவும் சிதைவடையச் செய்கின்றன. ஆனால், மெர்க்குரி எவ் வெப்பநிலையிலும் நீரை சிதைப்பதில்லை.

சிங்க்கும், காட்மியமும் நீர்த்த அமிலங்களில் கரைந்து, ஹைடிரஜனை வெளியேற்றுகின்றன. ஆனால் மெர்க்குரி ஆக்ஸிஜனேற்ற அமிலங்களில் மட்டுமே (HNO_3, H_2SO_4) கரைகிறது. நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடையும், அடர் அமிலத்துடன் நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடையும் கொடுக்கிறது. நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் மெர்க்குரிக்கு வினை இல்லை. ஆனால் அடர் அமிலத்துடன் சல்ஃபர் டை-ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

மெர்க்குரியின் சேர்மங்கள் மெர்க்குரியாக எளிதில் ஒடுக்கப்படுகின்றன.

ஆக்ஸைடுகள் : சிங்க் ஆக்ஸைடும், ஹைடிராக்ஸைடும் ஈரியல்பு உடையவை. காட்மியம் ஆக்ஸைடு காரத் தன்மையுடையது. இது எரிகாரக் கரைசல்களில்கூட கரைவதில்லை. மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடு கார குணத்தை மட்டுமே பெற்றுள்ளது; அமிலத் தன்மை கிடையாது. உலோகத் தன்மை இவ்வரிசையில் அதிகரிப்பதை இது காட்டுகிறது.

ஹாலைடுகள் : உலோகங்களை ஹாலஜன்களுடன் வினைக்குட்படுத்தும்போது, ஹாலைடுகள் கிடைக்கின்றன. சிங்க் மற்றும் காட்மியம் உப்புகள் பெருமளவில் அயனியுறுகின்றன. சான்றாக, சிங்க் குளோரைடு, புரோமைடு, அயோடைடு மற்றும் காட்மியம் அயோடைடு நீரிலும், அங்ககக் கரைப்பான்களிலும் கரைகின்றன. இவற்றின் நீர்க் கரைசல்கள் மின்சாரத்தைக் கடத்துவது, இவை அயனியுறுவதைக் குறிக்கிறது. காட்மியம் குளோரைடின் நீர்க்கரைசலும் மின்சாரத்தைக் கடத்துகிறது. ஆனால் மின்கடத்தும் பண்பு கீழ்க் காணும் சம நிலையினால் ஏற்படுகிறது.

$$CdCl_2 \rightleftharpoons CdCl^+ + Cl^-$$

மெர்க்குரிக் பெர்க்ளோரேட், நைட்ரேட்டு, ஃபுளூரைடு போன்ற சேர்மங்கள் தவிர மற்ற சேர்மங்கள் நீரில் அயனி யுறுவதில்லை.

சல்ஃபைடுகள்: இத் தனிமங்களின் சல்ஃபைடுகளின் கரைதிறன் குறைந்து கொண்டு செல்கிறது. சிங்க் சல்ஃபைடு நீர்த்த அமிலத்திலேயே கரைகிறது (எனவேதான் பண்பறி பகுப்பில் நான்காம் தொகுதியில் வீழ்படிவாவதில்லை). காட்மியம் சல்ஃபைடு நீர்த்த அமிலத்தில் கரைவதில்லை. ஆனால் அடர் அமிலத்தில் கரைகிறது. மெர்க்குரிக் சல்ஃபைடு அடர் அமிலத்திலும் கரைவதில்லை.

சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடுடன் வினை: சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடில் கரைந்து, சிங்க் ஹைடிரஜனை வெளியேற்று கிறது. மற்ற தனிமங்கள் கரைவதில்லை. சிங்க் சேர்மக் கரைச லுடனும், காட்மியம் உப்புக் கரைசலுடனும் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடைச் சேர்த்தால், இவ்வுலோகங்களின் ஹைடி ராக்ஸைடுகள் வீழ்படிவாகின்றன. மெர்க்குரி அதனுடைய ஆக்ஸைடையே கொடுக்கிறது. இதன் ஹைடிராக்ஸைடு தயாரிக்கப்படவில்லை.

பெராக்ஸைடுகள்: சிங்க்கும், காட்மியமும் நிலைப்புத் தன்மையற்ற பெராக்ஸைடுகளைக் கொடுக்கின்றன. மெர்க்குரி பெராக்ஸைடை தயாரிக்க முடியாது.

அணைவுச் சேர்மங்கள்: காட்மியம், மற்றும் சிங்க் உப்புக் கரைசல்கள் அம்மோனியாவுடன் வினைக்குட்படுத்தப்படும் போது, முதலில் இவ்வுலோகங்களின் ஹைடிராக்ஸைடுகள் வீழ்படிவாகின்றன. இது அதிக அளவு அம்மோனியாவில் கரைந்து $[Cd(NH_3)_4]^{++}$, $[Zn(NH_3)_4]^{++}$ போன்ற அணைவு அயனிகளைக் கொடுக்கின்றன. மெர்க்குரி $[NH_2—Hg—Cl]$ உப்பைக் கொடுக்கிறது.

இதுபோலவே சிங்க் மற்றும் காட்மியம் உப்புகள் சயனைடு அயனிக் கரைசலில் $[Zn(CN)_4]^{2-}$ மற்றும் $[Cd(CN)_4]^{2-}$ நேர் அணைவு அயனிகளைக் கொடுக்கின்றன.

மெர்க்குரி மற்ற இரு தனிமங்களினின்றும் கீழ்க்காணும் விதங்களில் மாறுபட்டு உள்ளது:

1. அறை வெப்பநிலையில் மெர்க்குரி ஒரு திரவம். மற்ற இரண்டும் திண்மங்களாகும்.

2. மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடு வெப்பப்படுத்தப்படும்போது, கார்பன் போன்ற ஒடுக்கிகள் இல்லாமலேயே மெர்க்குரியாக ஒடுக்கப் படுகிறது ஆனால் மற்ற இரு தனிமங்களின் ஆக்ஸைடுகள் கார்பனால் மட்டுமே ஒடுக்கப்படுகின்றன. மேலும் மெர்க்குரிக் ஹைடிராக்ஸைடு உண்டாவதில்லை. மற்ற இருதனிமங்களும் ஹைடிராக்ஸைடுகளைக் கொடுக்கின்றன.

3. மெர்க்குரி பெராக்ஸைடைக் கொடுப்பதில்லை. மற்ற இரு உலோகங்களும் பெராக்ஸைடைக் கொடுக்கின்றன.

4. மெர்க்குரஸ் (ஓரிணை திறன்), மற்றும் மெர்க்குரி (ஈரிணைதிறன்) ஆகிய இருவகைச் சேர்மங்களை மெர்க்குரி கொடுக்கிறது. மெர்க்குரஸ் சேர்மங்களில் மெர்க்குரியின் இணைதிறன் ஒன்று என வெளிப்படையாகத் தோன்றினாலும் அதன் இணைதிறன் இரண்டே. ஏனெனில், இங்கு Hg_2^{2+} அயனி (—Hg—Hg—) உள்ளது. மற்ற இரு தனிமங்கள் ஒரு வகைச் சேர்மத்தையே தருகின்றன.

5. மற்ற இரு தனிமங்களைப் போலன்றி, மெர்க்குரி ஆக்ஸிஜனேற்ற அமிலங்களில் மட்டுமே கரைகிறது.

6. $[Zn(NH_3)_4]^{++}$, $[Cd(NH_3)_4]^{++}$ போன்ற அணைவு அயனிகளை மெர்க்குரி தருவதில்லை.

7. மற்ற தனிமங்களின் குளோரைடுகளைப் போலன்றி, மெர்க்குரிக் குளோரைடு ஒரு சகபிணைப்புச் சேர்மமாகும்.

சிங்க், காட்மியம், மெர்க்குரி ஆகியவை இடைநிலைத்தனிமங்களா? (Transition elements?) இக் கேள்விக்கு ஓரிரு வார்த்தைகளில் விடையளிப்பது எளிதன்று. இக் கேள்விக்கு, மாறுபாடான கருத்துகள் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன. முதலில் இடைநிலைத் தனிமம் என்றால் என்ன என்று பார்க்க வேண்டும். இதைப் பொறுத்தே மேற்கண்ட கேள்வியின் விடை அமைகிறது.

ஒரு கருத்துப்படி, இடைநிலைத் தனிமங்கள் என்பவை கார, காரமண் உலோகங்கள் போன்ற நேர்மின் தன்மை உள்ள

தனிமங்களுக்கும், நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் போன்ற எதிர்மின் தனிமங்களுக்குமிடையே, பாலம் போன்று அமையும் தனிமங் களாகும். மேலும் இத்தனிமங்கள் அதிக உருகுநிலையையும், கொதிநிலையையும் பெற்றிருக்க வேண்டும். இக் கருத்துப்படி சிங்க்கும், காட்மியமும் இடைநிலைத் தனிமங்களாகும். ஆனால், மெர்க்குரி, குறைந்த கொதிநிலை, உருகுநிலைகளைப் பெற்றுள்ள தால், இடைநிலைத் தனிமமாக கருதப்படக்கூடாது.

மற்ருெரு கருத்து எலெக்ட்ரான் அமைப்பை அடிப்படை யாகக் கொண்டது.

மற்ருெரு கருத்து எலெக்ட்ரான் அமைப்பை அடிப்படை யாகக் கொண்டது ஆகும். இதன்படி, ஒரு தனிமத்தினுடைய அணுக்களோ அயனிகளோ நிரம்பப் பெருத d-உபஷெல் களைப் பெற்றிருப்பின் அத் தனிமம் இடைநிலைத் தனிமம் ஆகும். d-உபஷெல் நிரம்பப் பெருத காரணத்தினுல், இதன் அயனிகள் நிறம், பாராகாந்தத் தன்மை, ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட இணைதிறன், அணைவுச் சேர்மங்களை எளிதில் கொடுக்கும் பண்பு ஆகியவற்றைப் பெற்றிருக்க வேண்டும்.

IIB தொகுதித் தனிமங்களின் அணுக்கள் [$(n-1)d^{10}ns^2$] மற்றும் அயனிகள் $(n-1)d^{10}$, நிரம்பப் பெற்ற d-உபஷெல் களையே பெற்றுள்ளதால், மேற்கண்ட வரையறையின்படி, இத்தனிமங்களை இடைநிலைத் தனிமங்களாகக் கருதமுடியாது.

இந்த வரையறையின்படி பார்த்தால் பல இடர்ப்பாடுகள் உள. சான்ருக, Cu^+ அயனியில் d-உபஷெல் நிரம்பப் பெற் றுள்ளதால் காப்பரை இடைநிலைத் தனிமமாகக் கருதக் கூடாது. ஆனுல் Cu^{++} அயனியில் d-உபஷெல்லில் 9 எலெக்ட்ரான்களே உள்ளதால், காப்பர் இடைநிலைத் தனிம மாகக் கருதப்படவேண்டும். இது பொருளற்றதாகத் தெரி கிறது.

மூன்ருவது கருத்துப்படி, எத்தனிமத்தின் அணு, சேர்மங் களைக் கொடுக்கும்பொழுது d-உபஷெல்லில் உள்ள எலெக்ட் ரான்களைப் பயன்படுத்துகின்றதோ, அதுவே இடைநிலைத் தனிமமாகும். இந்த வரையறையின்படி மேற்கூறிய குறை பாடுகள் மேற்கொள்ளப்படுகின்றன. Cu (II) சேர்மங்களில் காப்பர் அணு d-எலெக்ட்ரானைப் பயன்படுத்துகிறது. எனவே, அது ஒரு இடைநிலைத் தனிமம். Cu^+ அயனிகூட திரும்பி வழங்குதல் நிகழ்ச்சி (back donation) மூலம் d-எலெக்ட் ரான்களை பயன்படுத்துகிறது.

இவ்வரையறைப்படியும் IIB தொகுதித் தனிமங்களை இடைநிலைத் தனிமங்களாகக் கருத முடியாது. எனவே, ஒரு தனிமம் இடைநிலைத் தனிமமா இல்லையா என்பது, 'இடைநிலைத் தனிமம்' என்பதற்கு எடுத்துக்கொள்ளப்படும் வரையறையைப் பொறுத்து அமைகிறது.

IIB உபதொகுதி

சிங்க் (Zinc)

தோற்றம் : இவ்வுலோகம் இயற்கையில் பெருமளவில் கிடைக்கிறது. தனிமநிலையில் கிடைப்பதில்லை. இதன் முக்கிய தாதுக்களாவன :

சிங்க் ப்ளென்ட்	(zinc blende)	— ZnS
சிங்கைட்	(zincite)	— ZnO
கேலமைன்	(calamine)	— $ZnCO_3$
ஃபிராங்கிலினைட்	(franklinite)	— $ZnO.Fe_2O_3$
வில்லிமைட்	(willemite)	— Zn_2SiO_4
ட்ரூஸ்டைட்	(troostite)	— $(Zn, Mn)_2SiO_4$

சிங்க்கைட்டும், ஃபிராங்கிலினைட்டும் அமெரிக்காவில் பெருமளவில் கிடைக்கிறது. இந்தியாவில் சிங்க் தாதுக்கள் ராஜஸ்தானில் கிடைக்கின்றன. ஆனால், இந்தியாவில் சிங்க் அதன் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படவில்லை. தாது அடர்ப்பிக்கப்பட்டு, ஜப்பானுக்கு ஏற்றுமதி செய்யப்படுகிறது.

சிங்க்கின் தாதுக்களுடன் லெட், சில்வர், கோல்ட் ஆகியவையும் கலந்துள்ளன. பாம்பின் விஷத்திலும், பிராணிகளின் செல்களிலும் இது சிறிதளவு உள்ளது.

உலோகவியல்: சிங்க் பெரும்பாலும் சிங்க் ப்ளென்டிலிருந்தோ கார்பனேட்டிலிருந்தோ(கேலமைன்)தான் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

(i) **தாதுவை அடர்ப்பித்தல் :** சல்ஃபைடு தாது நுரை மிதப்பு முறைப்படி முதலில் அடர்ப்பிக்கப்படுகிறது. தாதுத் துகள்கள் எண்ணெயினாலும், மாசுகள் நீராலும் நனைக்கப்படும் தத்துவத்தைப்பயன்படுத்தி, மாசுகள் பெரும்பாலும் அகற்றப் படுகின்றன.

(ii) மின்காந்த முறை (**Electromagnetic separation**) : தாதுவில் ஃபெர்ரிக் ஆக்ஸைடு மாசுகள் அதிகம் இருந்தால் அவை இம்முறைப்படி அகற்றப்படுகின்றன. Fe_2O_3 காந்தத்தால் இழுக்கப்படும் பண்பைப் பயன்படுத்தி, அவை தாதுவிலிருந்து அகற்றப்பட்டு, தாது அடர்ப்பிக்கப்படுகிறது.

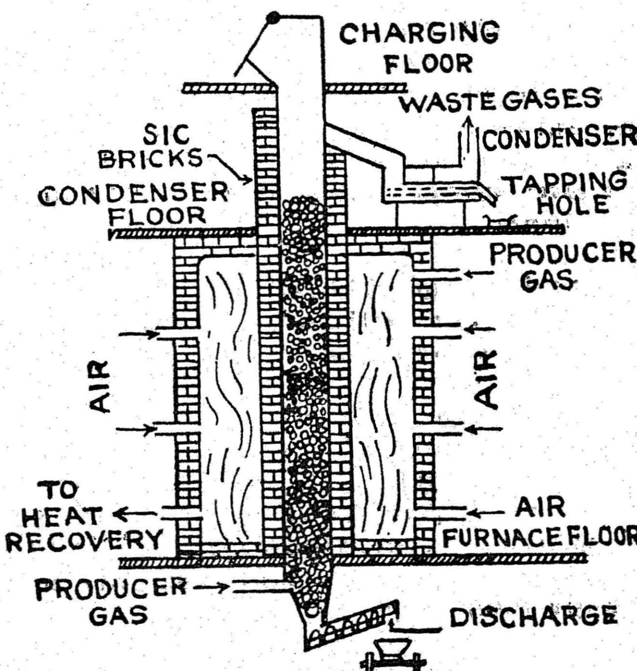
(iii) வறுத்தல் : அடர்ப்பிக்கப்பட்ட தாது ஓர் உலையில் வறுக்கப்படுகிறது. எடுத்துக்கொள்ளப்பட்ட தாது சார்பனேட்டாக இருப்பின் (calamine), வறுக்கும்போது அது ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

$$ZnCO_3 \longrightarrow ZnO + CO_2$$

தாது சல்ஃபைடாக இருப்பின், அது ஆக்ஸைடாக மாறி, சல்ஃபர் டை-ஆக்ஸைடை வெளியேற்றுகிறது.

$$2ZnS + 3O_2 \longrightarrow 2ZnO + 2SO_2$$

இவ்வாறு கிடைக்கும் சல்ஃபர் டை-ஆக்ஸைடு சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் தயாரிக்க உபயோகமாகிறது.



படம் 32

வறுத்தலின்போது, வெப்பநிலை 300°Cக்கு அதிகம் இல்லாமல் இருத்தல் வேண்டும். ஏனெனில் அதிக வெப்ப நிலையில் சிங்க் சல்ஃபேட்டு கிடைக்கும். பின் கடைசியில் கார்பனால் ஒடுக்கப்படும்போது, சிங்க் உலோகத்தைக் கொடுக்காமல், திரும்பவும் சிங்க் சல்ஃபைடையே கொடுக்கும்.

ஒடுக்கம் : மேற்காணும் வினையில் கிடைத்த சிங்க் ஆக்ஸைடு, கார்பனால் ஒடுக்கப்படுகிறது. படத்தில் காட்டியது போல் தீக்கற்களாலான உலையில் இவ்வினை நிகழ்த்தப்படுகிறது. நன்கு பொடி செய்யப்பட்ட கரியுடன், சிங்க் ஆக்ஸைடு கலக்கப்பட்டு, இவ்வாலையினுள் செலுத்தப்படுகிறது. இங்கு இக்கலவை உலை வாயுவினால் (producer gas) சூடுபடுத்தப்படுகிறது. இப்போது வினை சுமார் 1400°C–ல் நிகழ்த்தப்படுகிறது. சிங்க் ஆக்ஸைடு ஒடுக்கமடைந்து சிங்க் தனிமமாக மாறுகிறது.

$$ZnO + C \longrightarrow Zn + CO$$

இவ் வெப்பநிலையில் சிங்க் ஆவியும், கார்பன் மோனாக்ஸைடும் வெளிவருகிறது. இக்கலவையைக் குளிர வைத்தால் சிங்க், திண்மமாகப் படியும். கார்பன் மோனாக்ஸைடு மேல் நோக்கி எழுந்து, அதிகக் கார்பனின் ஊடே செல்வதால், கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு உண்டாவதில்லை. இதனால் சிங்க் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைவதில்லை. அதிக அளவில் சிங்க் ஆக்ஸைடு ஒடுக்கப்படுகிறது.

இவ்வாறு பெறப்படும் சிங்க் 'ஸ்பெல்டர்' (spelter) எனப்படுகிறது. இதில் லெட், ஆர்சனிக், காப்பர், சிலிக்கன், காட்மியம், கார்பன் போன்ற மாசுகள் உள.

மின்பகுப்பு முறை : தற்காலத்தில் தூய சிங்க் மின்பகுப்பு முறையில் தயாரிக்கப்படுகிறது. ஸ்பெல்டர் எனப்படும் மாசுள்ள சிங்க் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைக்கப்பட்டு, சிங்க் சல்ஃபேட்டாக மாற்றப்படுகிறது. ஸ்பெல்டர் சிங்க்கை நேர்மின் முனையாகவும், அலுமினியம் தகட்டை எதிர்மின் முனையாகவும் பயன்படுத்தி மின்பகுப்பு செய்தால், எதிர்மின் முனையில் தூய சிங்க் படியும்

மேலும் ஒரு முறையில் நன்கு வறுக்கப்பட்ட சிங்க் சல்ஃபைடு தாது சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைக்கப்படுகிறது. இதி

லுள்ள Al, Sb, Cd, Ni, Co போன்ற மாசுகள் தேவையான கரணிகளைச் சேர்த்து நீக்கப்படுகிறது. பின் கரைசல் மேலே குறிப்பிட்டபடி மின்னாற் பகுக்கப்படுகிறது.

இவ்வாறு கிடைக்கும் சிங்க் 99·99% தூயதானது. மேலும் இது எளிதில் அரிக்கப்படுவதில்லை.

குறைந்த அழுத்தத்தில் மாசுள்ளசிங்க்கைக் காய்ச்சி வடிப்பதன் மூலமும், தூய சிங்கைப் பெறலாம்.

மற்றொரு முறையில் உருகிய சிங்க் குளோரைடை மின்னாற் பகுப்பதனாலும், சிங்க் தயாரிக்கப்படுகிறது. சிங்க்கின் தாது நேரடியாகக் குளோரினுடன் வினைபட்டு சிங்க் குளோரைடைக் கொடுக்கிறது.

இயற்பியப் பண்புகள் : இது நீலம் கலந்த வெள்ளை நிற உலோகம். இதன் உருகுநிலை 419°C. கொதிநிலை 907°C; ஒப்பு அடர்த்தி 7·1; இது கடினமான நொறுங்கக்கூடிய உலோகம். 100—150°C வெப்பநிலையில் இதை மிருதுவான தகடாக அடிக்கலாம். 200°Cல் நொறுங்கக்கூடியது. வெப்பத்தையும் மின்சாரத்தையும் நன்கு கடத்துகிறது. பாதரசத்துடன் இரசக் கலவையைக் கொடுக்கிறது. பல உலோகக் கலவைகளைக் கொடுக்கிறது. இவை பல வழிகளில் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

வேதியப் பண்புகள் : சிங்க் உலர்ந்த காற்றால் பாதிக்கப்படுவதில்லை. ஆனால் ஈரம் கலந்த காற்றில், வெண்மையான காரக் கார்பனேட்டு உண்டாகி [$ZnCO_3.3Zn(OH)_2$] இதன்மேல் படிவதால், மேலும் வினை நடக்கா வண்ணம் தடுக்கிறது.

500°C-ல் ஆக்ஸிஜனில் நீல நிறச் சுவாலையுடன் எரிந்து சிங்க் ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$2Zn + O_2 \longrightarrow 2ZnO$$

குளிர்ந்த நீருடன் சிங்கிற்கு வினை இல்லை. ஆனால் செஞ்சூட்டு நிலையிலோ, அல்லது மாசுள்ள நிலையிலோ நீருடன் வினைபட்டு, ஹைடிரஜனை வெளிப்படுத்துகிறது.

நீர்த்த அமிலங்களுடன் மெதுவாகவே வினைப்படுகிறது. ஆனால் மாசுள்ள சிங்க் எளிதில் வினைப்படுகிறது.

$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிந்தால், சல்ஃபர் டை-ஆக்ஸைடு வெளிப்படுகிறது.

$$Zn + 2H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடையும், மிக நீர்த்த அமிலத்துடன் அம்மோனியம் நைட்ரேட்டையும், அடர் அமிலத்துடன் நைட்ரஜன் டை-ஆக்ஸைடையும் கொடுக்கிறது.

$$4Zn + 10HNO_3 \longrightarrow 4Zn(NO_3)_2 + 5H_2O + N_2O$$

$$4Zn + 10HNO_3 \longrightarrow 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

$$Zn + 4HNO_3 \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2$$

காரங்களுடன் வினைபட்டு ஹைடிரஜனை வெளிப்படுத்துகிறது.

$$Zn + 2NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2\uparrow$$

சல்ஃபருடனும், ஹாலஜன்களுடனும் முறையே சிங்க் சல்ஃபைடையும், சிங்க் ஹாலைடுகளையும் கொடுக்கிறது.

$$Zn + S \longrightarrow ZnS$$

$$Zn + Cl_2 \longrightarrow ZnCl_2$$

இது ஒரு ஒடுக்கியாகவும் செயல்படுகிறது. ஃபெர்ரிக் சல்ஃபேட்டை ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டாகவும், சோடியம் நைட்ரேட்டை அம்மோனியாவாகவும் ஒடுக்குகிறது.

$$Fe_2(SO_4)_3 + Zn \longrightarrow 2FeSO_4 + ZnSO_4$$

$$7NaOH + NaNO_3 + 4Zn \longrightarrow NH_3\uparrow + 4Na_2ZnO_2 + 2H_2O$$

சிங்க் இரசக்கலவை ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கியாகப் பயன்படுகிறது.

கர்ப்பர், லெட், சில்வர் போன்ற உலோகங்களை அவற்றின் உப்புக் கரைசல்களிலிருந்து வெளியேற்றுகிறது.

$$Zn + CuSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Cu\downarrow$$

$$2Zn + Pb(NO_3)_2 \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + Pb\downarrow$$

பயன்கள் : *1.* பெரும்பாலான சிங்கை, இரும்பின் மீது முலாம் பூசுவதற்காக (galvanizing) பயன்படுத்துகின்றனர். சிங்க் முலாம் பூசப்பட்ட இரும்பு எளிதில் துருப்பிடிப்பதில்லை. முலாம் பூசப்பட வேண்டிய பொருளை உருகிய சிங்க்கில் அமிழ்த்து எடுக்கப்பட்டால், சிங்க் முலாம் பூச்சு கிடைக்கிறது. மாறாக முலாம் பூசப்பட வேண்டிய பொருளை எதிர்மின்முனை யாகவும், சிங்க் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலை (அமிலம் கலந்தது) மின் பகுளியாகவும் கொண்டு, மின்சாரத்தைப் பாய்ச்சினால், தூய சிங்க் பொருளின்மேல் படிகிறது. இங்கு தூய சிங்க் தண்டு நேர்மின் முனையாக வைக்கப்படுகிறது,

2. பல பயனுள்ள சிங்க் உலோகக் கலவைகள் தயாரிக்கப் படுகின்றன.

சான்றுகள் :

பித்தளை — 70—80 % Cu; 20 to 30 % Zn ;

ஜெர்மன் சில்வர் — 50—60 % Cu; 20 to 30 % Zn; 20% Ni;

முன்ட்ஸ் மெட்டல் — 60% Cu; 40% Zn;

3. கோல்ட், சில்வர் ஆகியவற்றின் உலோகவியலில், சிங்க் பயன்படுகிறது.

4. வாசனைப் பொருள்கள், சாயப் பொருள்கள் ஆகியவை தயாரிக்கவும், பார்க் முறைப்படி லெட்டிலிருந்து சில்வரை அகற்றவும் இவ்வுலோகம் பயன்படுகிறது.

5. சிங்க் பொடி சோதனைச் சாலையில் ஒடுக்கியாக உபயோகப்படுகிறது.

சிங்க்கின் சேர்மங்கள் (Compounds of zinc)

சிங்க் ஹைடிரைடு (ZnH_2) : டைமீத்தைல் சிங்க்குடன் அல்லது ஈத்தரில் கரைக்கப்பட்ட சிங்க் அயோடைடுடன் லித்தியம் அலுமினியம் ஹைடிரைடைச் சேர்த்தால், இச் சேர்மம் கிடைக்கிறது.

$$(CH_3)_2Zn + LiAlH_4 \longrightarrow LiAl(CH_3)_2H_2 + ZnH_2$$

$$ZnI_2 + 2LiAlH_4 \longrightarrow ZnH_2 + 2AlH_3 + 2LiI$$

சிங்க் ஆக்ஸைடு (ZnO) : சிங்க் உலோகத்தை காற்றில் எரிப்பதனுலோ, அல்லது அதன் கார்பனேட், ஹைடிராக் ஸைடு அல்லது நைட்ரேட் உப்பைச் சூடுபடுத்துவதனுலோ, சிங்க் ஆக்ஸைடைப் பெறலாம்.

$$2Zn + O_2 \longrightarrow 2ZnO$$

$$ZnCO_3 \longrightarrow ZnO + CO_2$$

$$Zn(OH)_2 \longrightarrow ZnO + H_2O$$

இது ஒரு வெண்ணிறத் தூள். இது ஓர் ஈரியல்புள்ள ஆக்ஸைடு. ஈரியல்புள்ள ஆக்ஸைடாகையால் அமிலத்துடனும், காரத்துடனும் வினைபட்டு உப்புகளைக் கொடுக்கிறது.

$$ZnO + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2O$$

$$ZnO + 2NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$$

இது சூடான நிலையில் மஞ்சளாகவும், குளிர்ந்த நிலையில் வெண்மையாகவும் உள்ளது. சிறிதளவு கோபால்ட் நைட்ரேட் கரைசலுடன் சூடு செய்தால் ரின்மன் பச்சை நிற கோபால்ட் சிங்க்கேட் தோன்றுகிறது. இவ்வினை கரிக்குழிச் சோதனையில் சிங்க்கைக் கண்டறிய பயன்படுகிறது. சிங்க் ஒயிட் (zinc white) என்னும் பெயரில் வர்ணம் தயாரிக்க உபயோகப் படுகிறது. மேலும் கிளேஸ்கள், ரப்பர், எனுமல் ஆகியவற்றில் இதை நிரப்புப் பொருளாக (filler) பயன்படுத்துகின்றனர்.

சிங்க் ஹைடிராக்ஸைடு [$Zn(OH)_2$] : கரையும் சிங்க் உப்புடன் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு கரைசலைச் சேர்த்தால், சிங்க் ஹைடிராக்ஸைடு வீழ்படிவாகிறது.

$$ZnCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Zn(OH)_2 \downarrow + 2NaCl$$

இது மிகை அளவு சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடிலும், அம்மோனியாவிலும் கரைகிறது.

$$Zn(OH)_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2ZNO_2 + 2H_2O$$

$$Zn(OH)_2 + 4NH_4OH \longrightarrow [Zn(NH_3)_4](OH)_2 + 4H_2O$$

இது ஈரியல்புடையதாகையால், அமிலத்துடனும் காரத்துடனும் வினைப்படுகிறது.

$$Zn(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + 2H_2O$$

$$ZN(OH)_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + 2H_2O$$

வெப்பப்படுத்தும்போது நீரை இழந்து, ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

சிங்க் பெராக்ஸைடு (ZnO_2) : சிங்க் ஆக்ஸைடு ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடுடன் வினைபட்டு, மஞ்சள் நிற சிங்க் பெராக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$ZnO + H_2O_2 \longrightarrow ZnO_2 + H_2O$$

இது அமிலங்களுடன் ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$ZnO_2 + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2O_2$$

மருத்துவதுறையில் இச் சேர்மம் நச்சுக் கொல்லியாகப் பயன்படுகிறது.

சிங்க் குளோரைடு ($ZnCl_2$) : வெப்பப்படுத்தப்பட்ட சிங்க் உலோகத்தின் மேல் குளோரினையோ, ஹைடிரஜன் குளோரைடு வாயுவையோ செலுத்துவதனாலும், சிங்க் உலோகத்தை மெர்க்குரிக் குளோரைடுடன் காய்ச்சி வடிப்பதனாலும் நீரற்ற சிங்க் குளோரைடு கிடைக்கிறது.

$$Zn + HgCl_2 \longrightarrow ZnCl_2 + Hg$$

சிங்க் உலோகத்தையோ, அதன் ஆக்ஸைடையோ, கார்பனேட்டையோ அதிக அளவு ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, பின் கரைசலை அடர்ப்பிக்கும் போது நீரேறிய உப்பு [$ZnCl_2 \cdot 2H_2O$] கிடைக்கிறது. ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலம்

குறைவாக இருப்பின், குளோரைடு அமிலம் நீரால் ஆக்ஸி குளோரைடாக மாற்றப்படுகிறது.

$$ZnCl_2 + H_2O \longrightarrow Zn(OH)Cl + HCl$$

சிங்க் குளோரைடு நீர்க்கும் பொருள் நீரில் பெருமளவில் கரைகிறது. 10°Cல் இதன் கரைதிறன் 330. இது ஆல்கஹால், ஈத்தர், அசிட்டோன் ஆகிய கரைப்பான்களிலும் கரைகிறது.

இது நீராற் பகுக்கப்படுவதால், இதன் நீர்க்கரைசல் அமிலத் தன்மை பெற்றுள்ளது.

$$ZnCl_2 + H_2O \rightleftharpoons Zn(OH)Cl + HCl$$

இச் சேர்மம் கரிம வேதியியலில் உலர்த்தியாகவும், உலோகங்களைப் பற்ற வைக்கும்போது இளக்கியாவும், பயன்படுகிறது.

சிங்க் சல்ஃபைடு (ZnS) : இது இயற்கையில் சிங்க் ப்ளென்ட் தாதுவாகக் கிடைக்கிறது. சிங்க் ஆக்ஸைடை சல்ஃபருடன் வெப்பப்படுத்துவதனாலும் இச் சேர்மத்தைப் பெறலாம்.

$$2ZnO + 3S \longrightarrow 2ZnS + SO_2$$

காரஊடகத்தில், கரையும் சிங்க் உப்புக் கரைசலுடன் ஹைடிரஜன் சல்ஃபைடைச் செலுத்துவதனால், சிங்க் சல்ஃபைடு வீழ்படிவாகிறது.

இது அமிலத்தில் கரைந்து சிதைவடைவதால் அமில ஊடகத்தில் (medium) இச்சேர்மத்தை வீழ்படிவாக்க முடியாது.

தூய சிங்க் சல்ஃபைட்டிற்கு ஒளிரும் தன்மையில்லை. ஆனால் அதனுடன் லெட், காப்பர், மாங்கனீஸ் போன்ற மாசுகள் இருப்பின், அது ஒளிரும் தன்மையைப் (phosphorescent) பெறுகிறது. இச் சேர்மத்துடன் மிகச் சிறிதளவு ரேடியம் உப்பு சேர்க்கப்பட்டக் கலவையே இருட்டில் தெரியும் 'ரேடியம் டயல்' கடிகாரங்கள் தயாரிக்க உபயோகப்படுத்தப்படுகின்றது. மற்றும் இச்சேர்மம் X-கதிர் திரைகள் தயாரிக்கவும், கதிரியக்கச் சோதனைகளிலும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

சிங்க் சல்ஃபேட் ($ZnSO_4.7H_2O$) : இது ஒயிட் விட்ரியால் (white vitriol) எனவும் அழைக்கப்படுகிறது. சிங்க் ஆக்ஸைடு, கார்பனேட்டு அல்லது ஹைடிராக்ஸைடை சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, கரைசலை அடர்ப்பிக்கும்போது, $ZnSO_4.7H_2O$ படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது. மாறுக சிங்க் உலோகத்தை அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, மேற் கண்டபடி அடர்ப்பிப்பதனாலும், இச் சேர்மத்தைப் பெறலாம்.

இச் சேர்மம் நீரில் எளிதில் கரைகிறது. சூடுபடுத்தும் போது படிக நீரைப் படிப்படியாக இழக்கிறது. 39°C–ல் $ZnSO_4.6H_2O$–வையும், 100°C-ல் $ZnSO_4.H_2O$–வையும், 280°C-ல் நீரற்ற சிங்க் சல்ஃபேட்டையும் கொடுக்கிறது. 800°C–ல் சிதைவடைந்து, சல்ஃபர்டை-ஆக்ஸைடையும் ஆக்ஸிஜனையும் கொடுக்கிறது.

$$2ZnSO_4 \longrightarrow 2ZnO + 2SO_2 + O_2$$

இது எப்சம் உப்புடன் ஒத்த வடிவுடையது. பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டுடன் இரட்டை சல்ஃபேட்டை—$K_2SO_4.ZnSO_4$ $6H_2O$ கொடுக்கிறது.

சிங்க் உப்புகளில் இது முக்கியமானது. சிங்க் முலாம் பூசுவதிலும், தூய சிங்கைப் பெறுவதிலும் பயன்படும் மின் பகுப்பு வினையில் இது மின்பகுளியாகக் கொள்ளப்படுகிறது. மேலும் சாயத் தொழிலிலும், காலிக்கோ அச்சுத் தொழிலிலும், கண் மருந்தாகவும் பயன்படுகிறது. லித்தோபோன் என்னும் பெயின்ட் தயாரிக்க உதவுகிறது. இந்தப் பெயின்ட் சிங்க் சல்ஃபைடு, பேரியம் சல்ஃபேட்டு ஆகியவற்றின் கலவையாகும். அது கீழ்க்காணும் வினையின் மூலம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$ZnSO_4 + BaS \longrightarrow ZnS + BaSO_4$$

இக் கலவை நன்கு அரைக்கப்பட்டு, நீரில் நனைக்கப்பட்டு, பின் உலர்த்தப்படுகிறது. இது ஹைடிரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவினால் நிறம் பாதிக்கப்படாத சிறந்த பெயின்டாகும்.

சிங்க் கார்பனேட்டு ($ZnCO_3$) : இயற்கையில் கேலமைன் என்னும் கனிமமாகக் கிடைக்கிறது. ஆய்வுச்சாலையில் சிங்க் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன், சோடியம் பைகார்பனேட்டைச் சேர்த்தால் சிங்க் கார்பனேட் கிடைக்கிறது.

$$ZnSO_4 + 2NaHCO_3 \longrightarrow ZnCO_3 \downarrow + Na_2SO_4 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

சோடியம் பைகார்பனேட்டிற்குப் பதிலாக சோடியம் கார்பனேட்டைச் சேர்த்தால், சிங்க்கின் காரகார்பனேட் [$2ZnCO_3 . 3Zn(OH)_2$] கிடைக்கும்.

இது ஒரு வெண்ணிறப் பொடி. வெப்பப்படுத்தும்போது ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

இச்சேர்மம் சில தோல் வியாதிகளைக் குணப்படுத்த மருத்துவத்தில் பயன்படுகிறது.

பண்பறி பகுப்பு: 1. கரிக்குழிச் சோதனையில் சிங்க் உப்பு–சோடியம் கார்பனேட் கலவை சூடுபடுத்தப்படும்போது கிடைக்கும் படிவு சூடான நிலையில் மஞ்சளாகவும், குளிர்ந்த நிலையில் வெண்மையாகவும் இருக்கும். இதனுடன் ஒரு சொட்டு கோபால்ட் நைட்ரேட் கரைசலைச் சேர்த்து வெப்பப் படுத்தினால், ரின்மன் பச்சைநிறத்தில் கோபால்ட் சிங்க்கேட் கிடைக்கிறது.

2. அம்மோனியா ஊடகத்தில் இதன் உப்புக் கரைசல் ஹைடிரஜன் சல்ஃபைடுடன் வெண்ணிற வீழ்படிவைக் கொடுக்கிறது.

3. இதன் உப்புக் கரைசல் பொட்டாசியம் ஃபெர்ரிசயனைடு கரைசலுடன், ஆரஞ்சு நிற வீழ்படிவைக் கொடுக்கிறது.

அளவறி பகுப்பு: பருமனறி பகுப்பில், சிங்க் உப்புக் கரைசலை பொட்டாசியம் ஃபெர்ரோ சயனைடு கரைசலுடன் யுரேனைல் நைட்ரேட்டை நிறங்காட்டியாகக் கொண்டு, தரம் பார்க்கலாம். முடிவு நிலையில் பழுப்பு நிற வீழ்படிவு கிடைக்கும்.

$$3ZnSO_4 + 2K_4Fe(CN)_6 \longrightarrow 3K_2SO_4 + K_2Zn_3[Fe(CN)_6]_2$$

எடையறி பகுப்பில், சிங்க் உப்புக் கரைசலுடன் அம்மோனியம் குளோரைடு, ஹைடிராக்ஸைடு மற்றும் கார உலோக பாஸ்ஃபேட்டைச் சேர்க்கும் போது சிங்க் அம்மோனியம் பாஸ்ஃபேட்டைத் தருகிறது. இதைச் சூடுபடுத்திக் கிடைக்கும் பைரோ பாஸ்ஃபேட்டின் எடையைக் கொண்டு அளவிடலாம்.

$$2ZnNH_4PO_4 \longrightarrow Zn_2P_2O_7 + 2NH_3\uparrow + H_2O$$

காட்மியம் (Cadmium)

அயர்ன் நீக்கப்பட்ட பின்பும் சில சிங்க் ஆக்ஸைடுகளின் நிறம் மஞ்சளாக இருந்தது. இந்நிறத்திற்கான காரணம் வேறு ஒரு தனிமமாக இருக்க வேண்டும் என அறியப்பட்டது. இத் தனிமம் 'காட்மியம்' எனப் பெயரிடப்பட்டது. சிங்க் ஆக்ஸைடு இலத்தீன் மொழியில் 'காட்மியா' எனப் படுகிறது. இக் கருத்தைக் கொண்டு புதுத் தனிமம் காட்மியம் என்னும் பெயரைப் பெற்றது.

தோன்றும் விதம் : இயற்கையில் இத்தனிமம் மிகக் குறைந்த அளவே கிடைக்கிறது. பெரும்பாலும் இது சிங்க்கின் தாதுக்களுடன் கலந்து கிடைக்கிறது. சிங்க் ப்ளென்டு தோராயமாக 2—3% காட்மியத்தையும், கேலமைன்5 % காட்மியத்தையும் கொண்டுள்ளது. இதன் தாதுவாகிய க்ரீனேக்கைட் (greenockite)–CdS–எளிதில் கிடைப்பதில்லை. மெக்ஸிகோ நாட்டில் இவ்வுலோகம் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இந்தியாவில் காஷ்மீர் பள்ளத்தாக்கில் கிடைக்கும் சிங்க் தாதுவில் 0·2% காட்மியம் உள்ளது.

உலோகவியல் : இவ்வுலோகம் பெரும்பாலும் சிங்க் உலோகவியலில் உடன்விளைவாகக் கிடைக்கிறது. காட்மியம் சிங்க்கை விடக் குறைந்த வெப்பநிலையிலேயே ஆவியாகிறது. (இத்தொகுதித் தனிமங்களின் அணு எடை அதிகரிக்கும்போது கொதிநிலை குறைகிறது.) காட்மியம் அடங்கிய சிங்க் ஆக்ஸைடை வாலைகளில் கார்பனால் ஒடுக்கும்போது, வெளிவரும். சிங்க் ஆவியுடன் காட்மியமும் வெளிவரும். எனவே, முதலில் வெளிவரும் ஆவியில் காட்மியம் 1—6% இருக்கும். இது மங்கல் நிற காட்மியம் ஆக்ஸைடாக (CdO) இருக்கும். இதை மீண்டும் மீண்டும் காய்ச்சி வடித்தால், அதிக அளவு காட்மியம் ஆக்ஸைடு கிடைக்கிறது. பின் இது கரியுடன் இரும்பு வாலைகளில் வெப்பப்படுத்தி, காட்மியம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

தூய்மையற்ற இவ்வுலோகத்தை நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, பின் மின்பகுத்தலுக்கு உட்படுத்தி, தூய உலோகத்தைப் பெறலாம்.

தற்காலத்தில், காட்மியம் அடங்கிய சிங்க் 620°C வெப்பநிலையில் நீராவியுடன் சேர்க்கப்படுகிறது. பெரும்பாலான

சிங்க் அதன் ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது. கூடவே 20% காட்மியம் அடங்கிய பதங்கமும் கிடைக்கிறது. இதை சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, பின் சிங்க் பொடியைக் கொண்டு காட்மியம் வீழ்படிவாக்கப்படுகிறது.

பண்புகள் : காட்மியம் ஒரு மென்மையான வெண்ணிறப் பொருள். இதன் உருகுநிலை 321°C (சிங்கின் உருகுநிலை 420°C); கொதிநிலை 780°C (Zn = 930°C).

இது காற்றில் நிலையானது. சூடுபடுத்தும்போது காற்றில் எரிகிறது. இதைத் தகடாக அடிக்கவும், கம்பியாக நீட்டவும் முடியும். ஈரக் காற்றில் மெதுவாகவே வினைப்படுகிறது. எனவே, இரும்பின் மேல் காட்மியம் பூச்சுக் கொடுத்தால், அது துருப்பிடிப்பதைத் தடுக்கிறது.

இது வேதியப் பண்புகளில் சிங்க்கை ஒத்துள்ளது. ஆனால் சிங்க்கைவிடக் குறைவான வீரியத்தைப் பெற்றுள்ளது. குளிர்ந்த நீருடன் வினையில்லை. ஆனால் செஞ்சூட்டு நிலையில் நீராவியைச் சிதைக்கிறது. ஹாலஜன்களுடனும், சல்ஃபருடனும் முறையே காட்மியம் ஹாலைடுகளையும், சல்ஃபைடையும் கொடுக்கிறது.

இது அமிலங்களுடன் மட்டுமே வினைப்படுகிறது. காரங்களுடன் வினை இல்லை. இப்பண்பில் இது சிங்கினின்றும் மாறுபட்டுள்ளது.

சிங்க் சல்ஃபைடைப் போலன்றி, காட்மியம் சல்ஃபைடு அமிலத்தில் கரையாதாகையால், இச் சேர்மத்தை அமில ஊடகத்தில் வீழ்படிவாக்கலாம்.

பயன்கள் : இரும்பு, எஃகு ஆகியவை துருப்பிடிக்காமலிருக்க, காட்மியம் பூச்சு பூசப்படுகிறது. காப்பருடன் கலந்த இதன் உலோகக் கலவை மின்சாரக் கம்பிகளைத் தயாரிக்க உதவுகிறது. உட் உலோகம் (Wood's metal) போன்ற எளிதில் உருகும் உலோகக் கலவைகளைத் தயாரிக்கவும், காட்மியம் சல்ஃபைடு, செலினைடு (CdSe) போன்ற நிறப் பொருட்களைத் தயாரிக்கவும் இவ்வுலோகம் பயன்படுகிறது. காட்மியம் இரசக்கலவை பற்களில் உள்ள துவாரங்களை நிரப்பவும், வெஸ்டன் மின்கலத்திலும் (Weston standard cell) உபயோகப்படுகிறது. மேலும் Cd^{113} அணு உலைகளில் ந்யூட்ரான்களைக் கவர்வதற்குப் பயன்படுகிறது.

காட்மியத்தின் சேர்மங்கள் (Compounds of cadmium)

காட்மியம் ஆக்ஸைடு (CdO) : காட்மியம் உலோகத்தை ஆக்ஸிஜனில் எரிப்பதாலோ அல்லது காட்மியம் கார்பனேட்டு, ஹைடிராக்ஸைடு அல்லது நைட்ரேட்டை வெப்பப்படுத்தியும், இச்சேர்மத்தை அடையலாம் இது பழுப்பு நிறமானது; காரத் தன்மை பெற்றது.

காட்மியம், Cd_2O என்னும் நிலையற்ற சேர்மத்தையும் தருகிறது. காட்மியம் குளோரைடை காட்மிய உலோகத்துடன் உருக்கி, பின் அதை நீரில் கரைத்தால் காட்மஸ் ஹைடிராக்ஸைடு வீழ்படிவாகிறது. இதை லேசாகச் சூடு செய்தால் காட்மஸ் ஆக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

$$CdCl_2 + Cd \longrightarrow 2CdCl$$

$$CdCl + H_2O \longrightarrow CdOH + HCl$$

$$2CdOH \longrightarrow Cd_2O + H_2O$$

இது ஒரு மஞ்சள் நிறத் திண்மம்.

காட்மியம் ஹைடிராக்ஸைடு $[Cd(OH)_2]$: காட்மியம் உப்புக் கரைசலுடன் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடைச் சேர்த்தால் காட்மியம் ஹைடிராக்ஸைடு வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இது அமிலங்களிலும், அம்மோனியாவிலும் கரைகிறது. ஆனால், சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடில் கரைவதில்லை. அம்மோனியாவுடன் $[Cd(NH_3)_4(OH)_2]$ என்னும் அணைவுச் சேர்மத்தைத் தருகிறது.

காட்மியம் ஃபுளூரைடு (CdF_2) : கரையும் காட்மியம் உப்புக் கரைசலுடன், அம்மோனியம் ஃபுளூரைடைடுக் கரைசலைச் சேர்க்கும்போது, இச்சேர்மம் வீழ்படிவாகிறது. இது நீரில் கரைவதில்லை.

காட்மியம் குளோரைடு $(CdCl_2)$: காட்மியம் ஆக்ஸைடையோ, ஹைடிராக்ஸைடையோ அல்லது கார்பனேட்டையோ ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, பின் கரைசலை அடர்ப்பிப்பதனால் நீரேறிய காட்மியம் குளோரைடு $(CdCl_2.5H_2O)$ கிடைக்கிறது. இது நீரில் எளிதில் கரைகிறது. இது தூள்பூக்கும் தன்மையது. வெப்பப்படுத்தும்போது, இது படிக நீரை இழக்கிறது. ஆனால் நீராற் பகுக்கப்படுவதில்லை.

சுய அணுவுப் பொருளைத் (auto-complexes) தருவதால், காட்மியம் குளோரைடு ($HgCl_2$ போல்) மின்சாரத்தை எளிதில் கடத்துவதில்லை.

$$CdCl_2 \rightleftharpoons Cd^{++} + 2Cl^-$$

$$Cd^{++} + 2Cl^- + CdCl_2 \longrightarrow Cd[Cd(Cl_4)]$$

$CdCl_2$ நிறமற்ற படிக வடிவுடைய பொருள். ஹைடிரோ குளோரிக் அமிலத்திலும் எளிதில் கரைகிறது.

காட்மியம் அயோடைடு (CdI_2) : காட்மியம் ஆக்ஸைடு அல்லது ஹைடிராக்ஸைடை ஹைடிரோ அயோடிக் அமிலத்தில் கரைத்து, கரைசலை அடர்ப்பிப்பதனுல் இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது. இதுவும் $Cd[CdI_4]$ என்னும் சுய அணுவுச் சேர்மத்தைத் தருகிறது. $Cd(OH)_2$ சேர்மம் பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலில் கரைந்து இதே அணுவுச் சேர் மத்தைத் தருகிறது.

$$Cd(OH)_2 + 2KI \rightleftharpoons CdI_2 + 2KOH$$

$$2CdI_2 \rightleftharpoons Cd[CdI_4]$$

காட்மியம் அயோடைடு ஆல்கஹாலில் கரைகிறது; இது நிழற் பட இயலில் பயன்படுகிறது.

காட்மியம் சல்ஃபைடு (CdS) : காட்மியம் உப்புக் கரைசலுடன் ஹைடிரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்தும்போது மஞ்சள் நிற காட்மியம் சல்ஃபைடு வீழ்படிவாகிறது. இவ்வினை காட்மியத்தைக் கண்டறிய பண்பறி பகுப்பில் இரண்டாம் தொகுதியில் உதவுகிறது. ஆர்சினிக் சல்ஃபைடும் மஞ்சள் நிறமுடையது; ஆனுல் அது மஞ்சள் அம்மோனியம் சல்ஃபைடு கரைசலில் கரைகிறது. ஆனுல் CdS இக் கரைசலில் கரைவதில்லை. நீர்த்த அமிலக் கரைசலிலேயே CdS-ஐ வீழ்படிவாக்க வேண்டும். அமிலத்தின் திறன் 1·3Nக்கு மேல் இருந்தால் சல்ஃபைடு வீழ்படிவாவதில்லை. இது கொதிக்கும் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்திலும், நைட்ரிக் அமிலத்திலும் கரைகிறது.

இச்சேர்மம் ஒரு நிறப் பொருளாகப் பயன்படுகிறது. பேரியம் சல்ஃபேட்டுடன் கலக்கப்பட்டு, காட்மிபோன் (cadmipone) என்னும் நிறப் பொருள் தயாரிக்கப்படுகிறது.

காட்மியம் சல்ஃபேட்டு ($CdSO_4$) : காட்மியம் உலோகத்தையோ, அதன் ஆக்ஸைடையோ நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைத்து பின் கரைசலை அடர்ப்பிப்பதனுல் $3CdSO_4.8H_2O$ கிடைக்கிறது. இது நீரில் கரைகிறது. இது கார சல்ஃபேட்டுகளுடன் இரட்டை சல்ஃபேட்டுகளைத் ($K_2SO_4.CdSO_4.6H_2O$) தருகிறது. இதன் இரட்டை சல்ஃப்பேட்டுகளும், மாங்கனீஸ், மக்னீசியம் ஆகியவற்றின் இரட்டை சல்ஃபேட்டுகளும் ஒத்தவடிவினை உடையவை.

வெஸ்டன் காட்மியம் செல்லில் இச்சேர்மத்தின் கரைசல் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இது சோடியம் சல்ஃபைடு, செலினைடு போன்ற பொருள்களுடன் சேர்க்கப்பட்டு காட்மியம் சிவப்பு (cadmium red) என்னும் நிறப் பொருளைக் கொடுக்கிறது. மேலும் கண் மருந்துகள் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

காட்மியம் சயனைடு [$Cd(CN)_2$] : காட்மியம் உப்புக் கரைசலுடன் பொட்டாசியம் சயனைடைச் சேர்ப்பதால், காட்மியம் சயனைடு கிடைக்கிறது. இது அதிக அளவு KCN கரைசலில் கரைந்து, $K_2[Cd(CN)_4]$ அணைவுச் சேர்மத்தைத் தருகிறது. காப்பரும் இதுபோலவே அணைவுச் சேர்மத்தைத் தருகிறது. ஆனல் காப்பர் அணைவுச் சேர்மத்தைப் போலல்லாமல், காட்மியத்தின் அணைவுச் சேர்மம் அயனியுற்று, காட்மியம் அயனிகளைத் தருகிறது.

$$Cd(CN)_2 + 2KCN \rightleftharpoons 2K^+ + [Cd(CN)_4]^{2-}$$

$$[Cd(CN)_4]^{--} \rightleftharpoons Cd^{++} + 4CN^-$$

இக் கரைசலில் காட்மியம் சல்ஃபைடின் கரைதிறன் பெருக்கத்திற்குத் தேவையான காட்மியம் அயனிகளை மேற்கண்டவாறு தருவதால், இக்கரைசலினுள் ஹைடிரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்தும்போது, காட்மியம் சல்ஃபைடு வீழ்படிவாகிறது. ஆனல் இந்நிலையில் காப்பர் வீழ்படிவாவதில்லை. இத் தத்துவத்தைப் பயன்படுத்தி பண்பறி பகுப்பில் காப்பரும், காட்மியமும் பிரித்துக் கண்டறியப்படுகின்றன.

காட்மியம் கார்பனேட்டு ($CdCO_3$) : காட்மியம் உப்புக் கரைசலுடன் சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலையோ, அம்மோனியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலையோ சேர்ப்பதனுல் காட்மியம் கார்பனேட் வீழ்படிவாகிறது. இதை வெப்பப்

படுத்தும்போது, காட்மியம் ஆக்ஸைடையும், கார்பன்–டை–ஆக்ஸைடையும் கொடுக்கிறது.

பண்பறி பகுப்பு : 1. கரிக்குழிச் சோதனையில் காட்மியம் உப்புகள் பழுப்பு நிற படிவைத் தருகின்றன. 2. நீர்த்த அமில ஊடகத்தில் காட்மியம் உப்புக் கரைசல் ஹைடிரஜன் சல்ஃபைடுடன், மஞ்சள் நிற வீழ்படிவைக் கொடுக்கின்றன. இது மஞ்சள் அம்மோனியம் சல்ஃபைடில் கரைவதில்லை. 3. காட்மியம் உப்புக் கரைசலுடன், KCN கரைசலைச் சேர்க்கும் போது முதலில் கிடைக்கும் வீழ்படிவு, அதிக அளவு KCN கரைசலில் கரைகிறது. இக்கரைசலினுள் H_2S–ஐச் செலுத்தும் போது மஞ்சள் நிற காட்மியம் சல்ஃபைடு வீழ்படிவாகிறது.

எடையறி பகுப்பு : இது காட்மியம் பைரோபாஸ்ஃபேட்டாக (CdP_2O_7) மாற்றப்பட்டு எடையறியப்படுகிறது.

மெர்க்குரி (Mercury)

வரலாறு : நீண்ட காலங்களுக்கு முன்பே இவ்வுலோகத்தை இந்தியர்களும், சீனர்களும் அறிந்திருந்தனர். இவ்வுலோகத்தின் உப்புகள் பல ஆண்டுகளாக ஆயுர்வேத மருத்துவத்தில் பயன்படுத்தப்பட்டு வருகின்றன. அரிஸ்டாட்டில் இதை குயிக் சில்வர் (quick silver) என்றழைத்தார். இலத்தீன் மொழியில் இதை திரவ சில்வர் என்னும் பொருளுடைய ஹைட்ரார்ஜிரம் (Hydrargyrum) என்று அழைக்கின்றனர். இதனால்தான் மெர்க்குரிக்கு Hg என்னும் குறியீடு வழங்கப்பட்டுள்ளது.

கிடைக்கும் விதம் : அரிதாக மெர்க்குரி தனிம நிலையில் கிடைக்கிறது. பெரும்பாலும் இது சிவப்பு நிற மெர்க்குரிக் சல்ஃபைடாக—சின்னபார் (cinnabar) (HgS)—கிடைக்கிறது. இவை தவிர சில்வர், கோல்ட் ஆகியவற்றின் இரசக் கலவைகள் சிற்சில இடங்களில் கிடைக்கின்றன.

சின்னபார் இத்தாலி, ஸ்பெயின், அமெரிக்கா ஆகிய இடங்களில் கிடைக்கிறது. தாதுக்களில் மெர்க்குரி 2–7% அளவில் இருக்கும்.

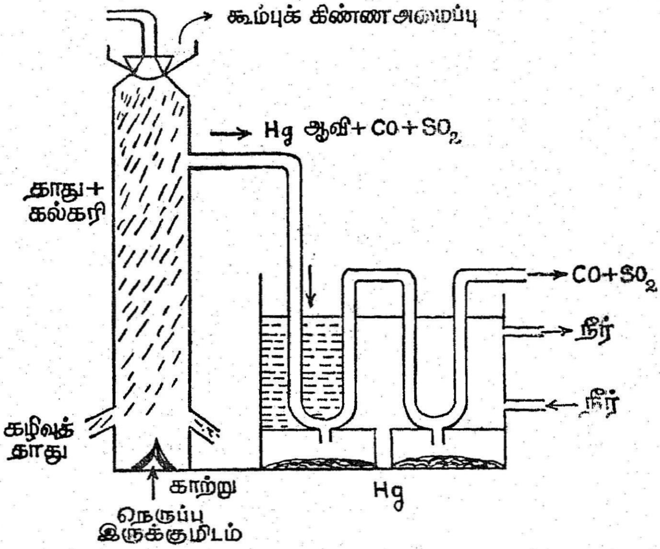
உலோகவியல் : முதலில் சல்ஃபைடு தாதுக்கள் நுரை மிதப்பு முறைப்படி அடர்ப்பிக்கப்படுகின்றன. சல்ஃபைடு

தாதுக்கள் எண்ணெயினாலும், மாசுகள் நீராலும் நனைக்கப்படு கின்றன. சல்ஃபைடு தாதுக்கள் பின் உண்டாகும் நுரையோடு சேர்ந்து மேலே எழும்பிச் செல்கின்றன. பிறகு நுரை அகற் றப்பட்டு, தாது அடர்ப்பிக்கப்படுகிறது.

அடர்ப்பிக்கப்பட்ட தாதுவைமட்டும் காற்றில் வறுத் தெடுப்பதனாலோ, அல்லது தாதுவுடன் கரியைக் கலந்த கலவையைக் காற்றுடன் சூடுபடுத்துவதனாலோ, மெர்க்குரி ஆவியாக வெளிவருகிறது.

$$HgS + O_2 \longrightarrow Hg + SO_2$$

மெர்க்குரி ஆக்ஸைடு அதிக வெப்பநிலையில்நிலையற்றது. எனவே, சல்ஃபைடைக் காற்றில் வறுக்கும்போது, உலோக ஆக்ஸைடு கிடைக்காமல் உலோகமே கிடைக்கிறது.



படம் 34

மாறாக, சல்ஃபைடு தாதுவைச் சுண்ணாம்பு அல்லது இரும்புடன் சூடுபடுத்தி, இவ்வுலோகத்தை அடையலாம்.

$$4HgS + 4CaO \longrightarrow 4Hg + CaSO_4 + 3CaS$$

$$HgS + Fe \longrightarrow FeS + Hg$$

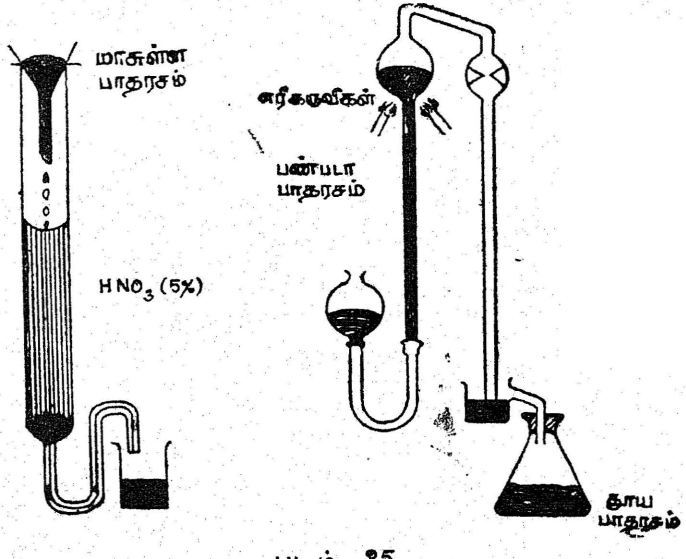
தற்காலத்தில் ஷாஃப்ட் உலைகளில் (shaft furnace) ஒடுக்க வினை நிகழ்த்தப்படுகிறது. இவ்வுலை படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளது. சிங்க் சல்ஃபைடு தாதுவும், கரியும் கலக்கப்பட்டு, இவ்வுலைக்குள் செலுத்தப்படுகிறது. இது வெப்பப்படுத்தப்பட்டு, தாதுவின் மேல் சூடான காற்று செலுத்தப்படுகிறது. இவ்வினையில் கிடைத்த மெர்க்குரி ஆவியுடன் கார்பன் மோனாக்ஸைடு, மற்றும் சல்ஃபர் டை-ஆக்ஸைடும் வருகின்றன. இக்கலவை உலையின் இரு பக்கங்களிலுமுள்ள குளிரச் செய்யும் அறைக்குச் செல்கிறது. இங்கு மெர்க்குரி ஆவி குளிர்ந்து திரவமாகச் சேரும். SO_2-ம், CO-ம் வெளிக் குழாய் மூலம் அகற்றப்படுகின்றன.

$$2HgS + 3O_2 \longrightarrow 2HgO + 2SO_2$$

$$2HgO \longrightarrow 2Hg + O_2$$

$$HgO + C \longrightarrow Hg + CO$$

தூய்மைப் படுத்துதல் : மேற்கண்ட முறைகளில் கிடைத்த மெர்க்குரி பல தொங்கும் மாசுகளையும், லெட், பிஸ்மத், சிங்க் போன்ற கரையும் மாசுகளையும் பெற்றுள்ளது. இவை கீழ்க்காணும் வழிகளில் நீக்கப்படுகின்றன.



படம் 35

1. மெர்க்குரியை மலை ஆட்டுத் தோல் (chamois leather) மூலம் வடிகட்டுவதனால், தொங்கும் மாசுகள் நீக்கப்படு

கின்றன. பின் சிறிது மெர்க்குரஸ் நைட்ரேட் அடங்கிய 5% நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் மாசுள்ள மெர்க்குரியை செலுத்து வதன்மூலம் (சொட்டுச் சொட்டாகச் சேர்க்கப்படுகிறது), மாசுகள் நைட்ரேட்டாக மாற்றப்பட்டு, கரைக்கப்பட்டு அகற்றப்படுகின்றன. மெர்க்குரி பாதிக்கப்படாமல் கீழே இறங்குகிறது.

2. தூசு இல்லாத காற்றில் தூய்மையற்ற மெர்க்குரி வெப்பப் படுத்தப்படுகிறது. மாசுகள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்து, மிதக்கின்றன. இவை ஆட்டுத் தோல் வழியாக வடிகட்டி நீக்கப்படுகின்றன.

3. குறைந்த அழுத்தத்தில், படிகக்கல் குடுவையில் (quartz vessel) மெர்க்குரியைக் காய்ச்சி வடிப்பதன் மூலமும், தூய மெர்க்குரியைப் பெறலாம்.

தூய மெர்க்குரி கண்ணுடியில் ஒட்டுவதில்லை. ஆனுல் மாசு கலந்த மெர்க்குரி கண்ணுடியில் ஒட்டுகிறது.

இயற்பியப் பண்புகள் : இது வெள்ளியைப் போன்று வெண்மையான, கனமான ஆனுல் திரவ நிலையில் உள்ள உலோகம். இதன் ஒப்பு அடர்த்தி 13·6. அதிகமான புறப் பரப்பி இழுவிசையையும் (surface tension) குறைந்த ஆவி அழுத்தத்தையும் பெற்றுள்ளது. இதன் கொதிநிலை 357°C. இது வாயு நிலையில் ஓரணு மூலக்கூறைக் கொண்டிருக்கும். குளிர்வான நிலையில் மெர்க்குரி ஆவி மின்சாரத்தைக் கடத்து வதில்லை. மெர்க்குரி ஆவி நச்சுத் தன்மை வாய்ந்தது. மெர்க்குரி வெப்பத்தால் சீராக விரிவடைகிறது. இப்பண்பினுல் தான் மெர்க்குரி வெப்பமானிகளில் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

வேதியப் பண்புகள் : 300°C வெப்பநிலையில் மெர்க்குரி அதன் ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது. அதற்கும் மேற்பட்ட வெப்பநிலையில் ஆக்ஸைடு சிதைவடைகிறது.

$$2Hg + O_2 \rightleftharpoons 2HgO$$

ஹாலஜன்களுடனும், சல்ஃபரும் சூடான நிலையில் வினை பட்டு முறையே ஹாலைடுகளையும், சல்ஃபைடையும் கொடுக் கின்றது.

$$Hg + Cl_2 \longrightarrow HgCl_2$$

$$Hg + S \longrightarrow HgS$$

மெர்க்குரி காரங்களுடனும், நீருடனும் வினைப்படுவதில்லை. நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடையும், அடர் அமிலத்துடன் நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடையும் கொடுக்கிறது. அதிக அளவு மெர்க்குரி இருப்பின், மெர்க்குரஸ் உப்பு இவ்வினைகளில் கிடைக்கிறது.

$$6Hg + 8HNO_3 \longrightarrow 3Hg_2(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

$$Hg + 4HNO_3 \longrightarrow Hg(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு SO_2-ஐ வெளியேற்றுகிறது. முன்போலவே அதிக அளவு மெர்க்குரி இருப்பின், மெர்க்குரஸ் உப்பும், அதிக அளவு அமிலம் இருப்பின், மெர்க்குரிக் உப்பும் உண்டாகிறது.

$$2Hg + 2H_2SO_4 \longrightarrow Hg_2SO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

$$Hg + 2H_2SO_4 \longrightarrow HgSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

பெரும்பாலான உலோகங்கள் மெர்க்குரியில் கரைந்து இரசக் கலவைகளைக் கொடுக்கின்றன.

பயன்கள் : பல உலோக இரசக்கலவைகள் பல வழிகளில் பயன்படுகின்றன. சோடியம் இரசக்கலவை நீருடன் மிக வீரியத்துடன் வினைப்படுவதில்லை. மெதுவாக ஒரே சீராய் வினைப்படுகிறது. எனவே, இக் கலவை ஒடுக்க வினைகளில் பயன்படுகிறது. இது போலவே மக்னீசியம் இரசக் கலவையும் சீராக நீருடன் வினைபட்டு ஹைடிரஜனை வெளிப் படுத்துவதால், இதுவும் ஒடுக்க வினைகளில் பயன்படுகிறது. மேலும் தங்கம், வெள்ளி ஆகியவற்றின் உலோகவியலிலும், மெர்க்குரி வெப்பமானிகள் தயாரிப்பதிலும், வெற்றிடம் ஏற்படுத்தும் பம்பு (vacuum air pump) அமைக்கவும், காஸ்ட்னர்-கெல்னர் முறையில் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு தயாரிக்கவும், மெர்க்குரி ஆவி பல்புகள் தயாரிக்கவும், கண்ணாடியின் பின் புறம் பூசவும் இன்னும் பல வழிகளிலும் இரசக்கலவை பயன் படுத்தப்படுகிறது.

இரசக்கலவை (Amalgam) : பெரும்பாலான உலோகங்கள் மெர்க்குரியில் கரைகின்றன. இவை இரசக்கலவைகள் எனப்படுகின்றன. மெர்க்குரியும், உலோகமும் சேர்ந்து சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன. இச் சேர்மங்கள் அதிக அளவு

மெர்க்குரியில் கரைகின்றன. சான்ருக $NaHg_2$, Au_2Hg, $HgMg$ போன்ற சேர்மங்கள் உண்டாவதாக அறியப்படுகின்றது. வெள்ளி, காப்பர், காட்மியம் ஆகியவை இரசக்கலவையை எளிதில் கொடுக்கின்றன. இவ் வுலோகங்கள் தூளாக்கப்பட்டு மெர்க்குரியில் கரைக்கப்படுகின்றன. சோடியம் அல்லது சிங்க் இரசக் கலவையை ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டுடன் சேர்த்தால், இரும்பு வெளிப்பட்டு மெர்க்குரியில் கரைகிறது.

$$FeSO_4 + 2Na \longrightarrow Na_2SO_4 + Fe$$

மெர்க்குரியின் சேர்மங்கள் (Compounds of Mercury)

மெர்க்குரி இரு வகை உப்புகளைக் கொடுக்கிறது. மெர்க்குரஸ் மற்றும் மெர்க்குரிக் என்னும் இரு வகை உப்புகளில் இவற்றின் இணைதிறன் இரண்டேயாகும். மெர்க்குரஸ் சேர்மத்தில் மெர்க்குரியின் இணைதிறன் ஒன்றுபோல் தோன்றினாலும், $[Hg_2]^{++}$ அயனி $(-Hg-Hg-)^{++}$ உள்ளதால், மெர்க்குரியின் இணைதிறன் இரண்டே எனக் கொள்ள வேண்டும்.

கரைசலில் மெர்க்குரஸ் மற்றும் மெர்க்குரிக் அயனிகளுக் கிடையே கீழ்க்காணும் சமநிலை நிகழும்.

$$\underset{\text{மெர்க்குரஸ் அயனி}}{Hg_2^{++}} \rightleftharpoons Hg + \underset{\text{மெர்க்குரிக் அயனி}}{Hg^{++}}$$

சல்ஃபைடு, ஆக்ஸைடு அயனிகள் இருப்பின் இச் சமநிலை முன்னேக்கி நகர்கிறது. அதாவது, HgS, HgO ஆகியவை மெர்க்குரஸ் சேர்மங்களைவிட நிலையானவை.

மெர்க்குரஸ் சேர்மங்கள்

மெர்க்குரஸ் ஆக்ஸைடு (Hg_2O) : மெர்க்குரஸ் உப்புக் கரைசலுடன், சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடைச் சேர்த்தால், கருநிற வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. இது மெர்க்குரஸ் ஆக்ஸைடும். மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடும் கலந்த கலவையே என X-கதிர் சோதனைகள் உறுதிப்படுத்துகின்றன.

$$Hg_2(NO_3)_2 + 2NaOH \longrightarrow (Hg + HgO) + 2NaNO_3 + H_2O$$

இச் சேர்மம் நிலைப்பற்றது. மெதுவாக மெர்க்குரியாகவும், மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடாகவும் சிதைவடைகிறது.

$$Hg_2O \rightleftharpoons Hg + HgO$$

காற்றில் வெப்பப்படுத்தும்போது மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

$$2Hg_2O + O_2 \longrightarrow 4HgO$$

மெர்க்குரஸ் குளோரைடு (Hg_2Cl_2): இது காலமல் (calomel) என்றும் அழைக்கப்படுகிறது. மெர்க்குரிக் குளோரைடையும், மெர்க்குரி உலோகத்தையும் 4 : 3 என்னும் விகிதத்தில் கலந்து, இரும்புக் கலங்களில் சூடுபடுத்தி, பதங்கமாக்கப்படுகிறது. மெர்க்குரஸ் குளோரைடு பதங்கமாகி, பின் குளிரவைத்தால் படியும்.

$$HgCl_2 + Hg \longrightarrow Hg_2Cl_2$$

பின் நீரினால் கழுவப்பட்டு, தூய்மைப்படுத்தப்படுகிறது.

மெர்க்குரஸ் நைட்ரேட்டுக் கரைசலுடன், ஹைடிரோ குளோரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்தால், மெர்க்குரஸ் குளோரைடு வீழ்படிவாகிறது.

$$Hg_2(NO_3)_2 + 2HCl \longrightarrow Hg_2Cl_2\downarrow + 2HNO_3$$

மற்றொரு முறையில் மெர்க்குரி அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைக்கப்படுகிறது. கிடைக்கும் மெர்க்குரிக் சல்ஃபேட், மெர்க்குரி உலோகத்துடனும், சோடியம் குளோரைடுடனும் சூடுபடுத்தப்படும்போது, இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது.

$$Hg + 2H_2SO_4 \longrightarrow HgSO_4 + 2H_2O + SO_2$$

$$HgSO_4 + 2NaCl + Hg \longrightarrow Hg_2Cl_2 + Na_2SO_4$$

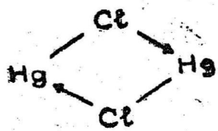
இச் சேர்மம் நீரில் கரையாது. 373°C-ல் பதங்கமாகிறது. வெப்பப்படுத்தும்போது மெர்க்குரிக் குளோரைடையும் மெர்க்குரியையும் தருகிறது.

$$Hg_2Cl_2 \longrightarrow Hg + HgCl_2$$

அம்மோனியாவுடன், இச்சேர்மம் மெர்க்குரியும் மெர்க்குரிக் அமைடோ குளோரைடும் [$Hg(NH_2)Cl$] கலந்த கருநிறக் கலவையைத் தருகிறது.

$$Hg_2Cl_2 + 2NH_3 \longrightarrow [Hg + Hg(NH_2)Cl] + NH_4Cl$$

அமைப்பு : மெர்க்குரஸ் குளோரைடு டயாகாந்தப் பண்பைப் (diamagnetic) பெற்றுள்ளது. மேலும் இதன் ஆவி அடர்த்தி 235·5 எனச் சோதனைகள் மூலம் கண்டறியப் பட்டுள்ளது. எனவே, மூலக்கூறு எடை 2 × 235·5 = 471 ஆக இருத்தல் வேண்டும். அப்படியானால் இதன் வாய்பாடு Hg_2Cl_2-வாக இருக்க வேண்டும். எனவே, இதன் அமைப்பு

$Cl - Hg - Hg - Cl$ அல்லது 

ஆக இருத்தல் வேண்டும். சேர்மத்தின் டயாகாந்தப் பண்பை இவ்வமைப்பு விளக்குகிறது.

காலமல் மின்முனைகள் (Calomel electrodes) தயாரிக்கவும், மருத்துவத் துறையில் மலமிளக்கியாகவும் இச் சேர்மம் பயன் படுகிறது.

மெர்க்குரஸ் நைட்ரேட்டு $[Hg_2(NO_3)_2]$ **:** மிகை அளவு மெர்க்குரியை நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, பின் கரைசலை அடர்ப்பிக்கும்போது இச்சேர்மம் பெறப்படுகிறது.

$$6Hg + 8HNO_3 \longrightarrow 3Hg_2(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO\uparrow$$

இச்சேர்மம் நைட்ரிக் அமிலம் கலந்த நீரில் நன்கு கரைகிறது. தூய நீரில் சிதைவடைந்து கார நைட்ரேட் உண்டாகிறது.

$$Hg_2(NO_3)_2 + H_2O \rightleftharpoons Hg_2(OH)NO_3 + HNO_3$$

மெர்க்குரஸ் நைட்ரேட் வெப்பப்படுத்தும்போது சிதைவடை கிறது.

$$Hg_2(NO_3)_2 \longrightarrow 2HgO + 2NO_2$$

இவ்வுப்பின் கரைசல், குளோரைடு அயனியுடன் வினைபட்டு மெர்க்குரஸ் குளோரைடை வீழ்படிவாக்குகிறது.

இச்சேர்மம் டை-ஹைடிரேட்டாகவே கிடைக்கிறது. இது டை-ஹைடிரேட் $[H_2O—Hg—Hg—OH_2]^{++}$ ஐக் கொண் டுள்ளது X-கதிர் சோதனைகளால் நிரூபிக்க

மெர்க்குரஸ் கார்பனேட்டு (Hg_2CO_3) : மெர்க்குரஸ் நைட்ரேட்டுக் கரைசலுடன், சோடியம் பைகார்பனேட்டுக் கரைசலைச் சேர்த்தால், மஞ்சள் நிற வீழ்படிவாக மெர்க்குரஸ் கார்பனேட் கிடைக்கிறது. இது சூட்டினுல் சிதைவடைகிறது.

மெர்க்குரஸ் சல்ஃபேட்டு (Hg_2SO_4) : அதிக அளவு மெர்க்குரியை சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைப்பதனுலோ, மெர்க்குரஸ் நைட்ரேட்டுக் கரைசலுடன் நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைச் சேர்ப்பதனுலோ, இச் சேர்மத்தைப் பெறலாம். இது நீரில் கரையாது; வெண்ணிறத் திண்மம்; வெஸ்டன் செல்லில் பயன்படுகிறது.

மெர்க்குரியை நேர்மின் முனையாகக் கொண்டு, நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தினுள் மின்சாரத்தைப் பாய்ச்சியும் இச் சேர்மத்தைத் தயாரிக்கலாம்.

மெர்க்குரி (II) சேர்மங்கள் (மெர்க்குரிக் சேர்மங்கள்)

மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடு (HgO) : மெர்க்குரியை ஆக்ஸிஜனுடன் 350°Cக்குச் சூடுபடுத்துவதனுலோ, மெர்க்குரிக் அல்லது மெர்க்குரஸ் நைட்ரேட்டை வெப்பப்படுத்துவதனுலோ இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது. மெர்க்குரிக் குளோரைடு கரைசலுடன் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடைக் குளிர்ந்த நிலையில் வினைப்படுத்தும்போதும், மஞ்சள் நிற மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடு வீழ்படிவாகிறது; $HgCl_2$-வைச் சூடான NaOH-உடன் வினைப்படுத்தும்போது ஆரஞ்சு நிற மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடு வீழ்படிவாகிறது.

$$HgCl_2 + 2NaOH \xrightarrow{\text{குளிர்ந்த}} \underset{\text{மஞ்சள்}}{HgO\downarrow} + H_2O + 2NaCl$$

$$HgCl_2 + 2NaOH \xrightarrow{\text{சூடான}} \underset{\text{ஆரஞ்சு}}{HgO\downarrow} + H_2O + 2NaCl$$

இவ்விரு ஆக்ஸைடுகளின் நிறம், துகள் பருமன் (particle size), படிக அமைப்பு ஆகியன ஒன்றிற்கு ஒன்று மாறுபட்டுள்ளன.

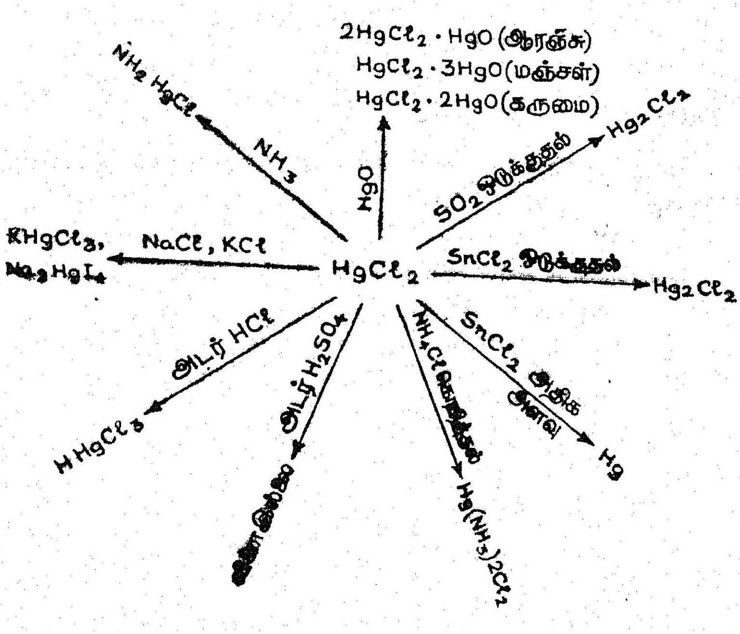
இச் சேர்மம் நீரில் குறைந்த அளவே கரைகிறது. மெர்க்குரிக் ஹைடிராக்ஸைடை தயாரிக்க முடியாது. சூடு செய்யும்

போது இது சிதைவடைந்து, மெர்க்குரியையும், ஆக்ஸிஜனை யும் கொடுக்கிறது.

மெர்க்குரிக் குளோரைடு ($HgCl_2$): மெர்க்குரியை குளோரினுடன் வெப்பப்படுத்துவதனுலோ, மெர்க்குரிக் ஆக் ஸைடை ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைப்பதனுலோ இச்சேர்மத்தைத் தயாரிக்கலாம். மாங்கனீஸ் டை-ஆக்ஸைடு முன்னிலையில் சோடியம் குளோரைடும், மெர்க்குரிக் சல்ஃபேட் டும் கலந்த கலவையைச் சூடுபடுத்தும்போது, மெர்க்குரிக் குளோரைடு கிடைக்கிறது. மெர்க்குரிக் குளோரைடு பதங்க மாகும். மாங்கனீஸ் டை-ஆக்ஸைடு, மெர்க்குரஸ் குளோரைடு உண்டாவதைத் தடுக்கிறது.

$$2NaCl + HgSO_4 \xrightarrow{MnO_2} Na_2SO_4 + HgCl_2$$

இது ஒரு சகபிணைப்புச் சேர்மம். எனவே, குறைந்த உருகுநிலையையும் (280°C), கொதிநிலையையும் (303°C) பெற் றுள்ளது. நீரில் அதிகம் கரைவதில்லை. ஆனல் ஆல்கஹால், பென்சீன் போன்ற கரிமக் கரைப்பான்களில் நன்கு கரைகிறது. இதன் நீர்க் கரைசல் மின்சாரத்தை எளிதில் கடத்துவதில்லை.



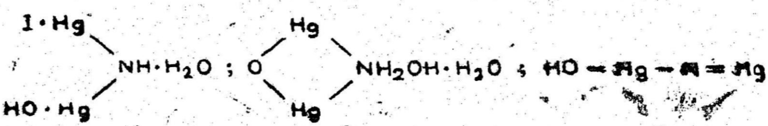
மேலும் இக்கரைசலுடன் சில்வர் நைட்ரேட்டைச் சேர்க்கும் போது, குளோரைடு முழுவதும் சில்வர் குளோரைடாக வீழ் படிவதில்லை. இதன் முக்கிய வேதிய வினைகள் மேலே காட்டப் பட்டுள்ளன.

இது காளான் கொல்லியாகவும், உலர்ந்த மின் கலன்கள் தயாரிக்கவும் பயன்படும்.

மெர்க்குரிக் அயோடைடு (HgI_2): மெர்க்குரிக் குளோரைடு கரைசலுடன் பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலைச் சேர்க்கும்போது, ரோஜாச் சிவப்பு நிற மெர்க்குரிக் அயோடைடு வீழ்படிவாகிறது. இச்சேர்மம் அதிக அளவு KI கரைசலில் கரைந்து, அணைவுச் சேர்மத்தைக் கொடுக்கிறது.

$$HgI_2 + 2KI \longrightarrow K_2HgI_4$$

இவ்வணைவுச் சேர்மக் கரைசலில் NaOH கரைசலைச் சேர்த்து நெஸ்லர் கரணியைத் (Nessler's reagent) தயாரிக்கிறார்கள். நெஸ்லர் கரணி அம்மோனியம் அயனியைக் கண்டறியப் பயன்படும். மிகச் சிறிய அளவு அம்மோனியம் உப்பைச் சேர்த்தாலும், பழுப்பு நிற வீழ்படிவைத் தருகிறது. இவ்வீழ்படிவின் அமைப்பு கீழ்க் காண்பவற்றுள் ஒன்றாக இருக்கலாம் என்று கருதுகின்றனர்.



1. 2. 3.

மெர்க்குரிக் சல்ஃபைடு (HgS): மெர்க்குரி உப்பின் நீர்க் கரைசலில் ஹைடிரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்தும் போது, கருப்பு நிற மெர்க்குரிக் சல்பைடு வீழ்படிவாகிறது. இதைப் பதங்கமாக்கி குளிரவைத்தால் செந்நிற மெர்க்குரிக் சல்ஃபைடு கிடைக்கும். இது வெர்மில்லியன் (vermilion) என்னும் பெயரால், செந்நிறப் பொருளாகப் பயனாகிறது.

இச் சேர்மம் நீரிலும், சூடான ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்திலும், நைட்ரிக் அமிலத்திலும், மஞ்சள் அம்மோனியம் சல்ஃபைடிலும் கரைவதில்லை. ஆனால் இராஜத் திராவகத்திலும், பொட்டாசியம் குளோரேட்டு முன்னிலையில் அடர்

ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்திலும் கரைகிறது. Na_2CO_3 மற்றும் இரும்புத் தூளுடன் சூடு செய்தால் ஒடுக்கமடைந்து, மெர்க்குரி வெளிப்படும்.

அடர் பொட்டாசியம் அல்லது சோடியம் சல்ஃபைடு கரைசலில் கரைந்து, தயோஉப்புகளைத் தருகிறது. (சான்று: $K_2HgS_2.5H_2O$.) சூடான அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைந்து, மெர்க்குரிக் சல்ஃபேட்டைத் தருகிறது.

$$HgS + 2H_2SO_4 \longrightarrow HgSO_4 + SO_2 + S + H_2O$$

காற்றில் வறுக்கப்படும்போது சிதைவடைந்து மெர்க்குரி கிடைக்கிறது.

மெர்க்குரிக் நைட்ரேட் [$Hg(NO_3)_2$]: மெர்க்குரியை அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, கரைசலை அடர்ப்பித்தால், $Hg(NO_3)_2.H_2O$ கிடைக்கிறது. இச்சேர்மம் தூய நீரில் கரைந்து, நீராற் பகுக்கப்பட்டு, கார நைட்ரேட்டைக் [$Hg(NO_3)_2.2HgO.H_2O$] கொடுக்கிறது. (மெர்க்குரஸ் நைட்ரேட்டும் இதேபோன்ற வினையில் ஈடுபடுகிறது.) எனவே, நீராற் பகுக்கப்படாமலிருக்க நைட்ரிக் அமிலம் கலந்த நீரில் கரைக்கப்படுகிறது.

இச் சேர்மம் வெப்பத்தால் சிதைவடைகிறது.

$$2Hg(NO_3)_2 \longrightarrow 2HgO + 4NO_2 + O_2$$

$$2HgO \xrightarrow{\text{அதிக வெப்பம்}} 2Hg + O_2$$

மெர்க்குரிக் சல்ஃபேட் ($HgSO_4$): மெர்க்குரி அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு, $HgSO_4$ பெறப்படுகிறது. கரைசல் அடர்ப்பிக்கப்படும்போது வெண்ணிறச் சேர்மம் கிடைக்கிறது.

$$Hg + 2H_2SO_4 \longrightarrow HgSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

இச்சேர்மம் வெப்பத்தால் சிதைவடைந்து, மெர்க்குரஸ் சல்ஃபேட்டைத் தருகிறது.

$$3HgSO_4 \longrightarrow Hg_2SO_4 + Hg + 2SO_2 + O_2$$

மெர்க்குரிக் சயனைடு $[Hg(CN)_2]$: மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடை ஹைடிரோ சயனிக் அமிலத்தில் கரைத்தோ, மெர்க்குரிக் சல்ஃபேட்டை பொட்டாசியம் ஃபெர்ரோ சயனைடுடன் சூடுபடுத்தியோ இச் சேர்மத்தைப் பெறலாம்.

$$HgO + 2HCN \longrightarrow Hg(CN)_2 + H_2O$$

$$2K_4Fe(CN)_6 + 7HgSO_4 \longrightarrow 6Hg(CN)_2 + 4K_2SO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + Hg$$

இதை வெப்பப்படுத்தும்போது, சயனோஜன் வெளிப்படும்.

$$Hg(CN)_2 \xrightarrow{\Delta} Hg + (CN)_2$$

மெர்க்குரிக் தயோசயனேட்டு $[Hg(CNS)_2]$: மெர்க்குரிக் நைட்ரேட்டுக் கரைசலுடன், பொட்டாசியம் தயோசயனேட்டுக் கரைசலைச் சேர்த்தால், மெர்க்குரிக் தயோசயனேட்டு வீழ்படிவாகிறது.

$$Hg(NO_3)_2 + 2KCNS \longrightarrow Hg(CNS)_2 + 2KNO_3$$

இது நீரில் கரைவதில்லை. கரைசலில் எளிதில் அயனியுறுவதில்லை. இதை உலர்த்தி, சுட்டால் நீண்ட பாம்பு போன்ற சுருள் சுருளான சாம்பலைக் கொடுக்கிறது. எனவே, பாம்பு வாணம் (Pharaoh's serpent) தயாரிக்க இது பயன்படுகிறது.

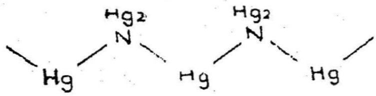
மெர்க்குரிக் ஃபல்மினேட் $[2Hg(CNO)_2.H_2O]$: நைட்ரிக் அமிலத்துடனும் ஆல்கஹாலுடனும் மெர்க்குரியைச் சேர்த்து வெப்பப்படுத்துவதால் இச் சேர்மம் கிடைக்கிறது. இது தூண்டு வெடியாகப் (detonator) பயன்படுகிறது.

மில்லான் காரம் (Millon's base) : மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடை அம்மோனியாக் கரைசலுடன் சூடுபடுத்தும்போது, மில்லான் காரம் கிடைக்கிறது. இதன் வாய்பாடு

$$[Hg_2O.NH_2OH] \text{ அல்லது } NHg_2OH.2H_2O$$

கீழ்க்காணுமாறு நெளிந்த கோட்டமைப்புடன் இருக்கும் என்று கருதப்படுகிறது.

இங்கு ஒவ்வொரு நைட்ரஜன் அணுவைச் சுற்றிலும் மெர்க்குரி



அணுக்கள் உள. நைட்ரஜன் அணுவை ஒரு நான்முகியின் மையத்தில் உள்ளதாகக் கொண்டால், மெர்க்குரி அணுக்கள் நான்முகியின் நான்கு மூலைகளிலும் இருக்கும்.

மில்லான் காரத்தை 125°C-க்குச் சூடுசெய்தால், நீரை இழந்து, வெடி பொருளாகிய NHg_2OH-ஐத் தருகிறது.

மெர்க்குரியின் அணைவுச் சேர்மங்கள் (Complexes of mercury) : மெர்க்குரிக் அயனி, N, P, C, S ஆகிய அணுக்களுடன் ஈதல் பிணைப்பில் ஈடுபடுவதால், இவ்வணுக்களைப் பெற்ற அயனிகள் அல்லது மூலக்கூறுகளுடன் நிலையான அணைவுச் சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது. சான்றுகள்: $[Hg(CN)_4]^{2-}$ $[HgX_4]^{2-}$, $[Hg(SCN)_4]^{2-}$, $[Hg(NH_3)_2]^{++}$, முதலியன.

1. அம்மோனியா வாயு திண்ம மெர்க்குரிக் குளோரைடுடன் அணைவுச் சேர்மத்தைத் தருகிறது.

$$HgCl_2 + 2NH_3 \longrightarrow Hg(NH_3)_2Cl_2$$

இது எளிதில் உருகும் வெண்ணிற வீழ்படிவு (fusible white precipitate).

2. அம்மோனியாவை மெர்க்குரிக் குளோரைடு கரைசலுடன் சேர்த்தால், பதிலீட்டு அணைவுச் சேர்மம் கிடைக்கிறது.

$$NH_3 + HgCl_2 \longrightarrow NH_2.HgCl + HCl$$

மில்லான் காரம் மற்றொரு அணைவுச் சேர்மமாகும்.

மெர்க்குரிக் உப்புக்கும் மெர்க்குரஸ் உப்புக்கும் இடையே உள்ள வேறுபாடுகள் கீழே அட்டவணைப் படுத்தப்பட்டுள்ளன. பெரும்பாலும் மெர்க்குரஸ் உப்புகள் நீரில் கரைவதில்லை. ஆனால் மெர்குரஸ் நைட்ரேட் கரைசல் மட்டும் தயாரிக்க முடியும். மெர்க்குரிக் உப்புகள் நீரில் கரையும் தன்மை கொண்டவை.

கரணி	மெர்க்குரஸ் உப்புக் கரைசல்	மெர்க்குரிக் உப்புக் கரைசல்
நீர்த்த HCl	வெண்ணிற Hg_2Cl_2 வீழ்படிவு	வீழ்படிவு இல்லை.
H_2S	கருப்புநிற HgS மற்றும் Hg கலந்த கலவை	முதலில் கிடைக்கும் வெண்ணிற வீழ்படிவு மஞ்சளாகவும், பழுப்பாகவும் மாறி பின் கருநிறத்தை அடைகிறது.
$SnCl_2$	$SnCl_2$ உடன் கருநிற மெர்க்குரி கிடைக்கிறது	முதலில் Hg_2Cl_2 வீழ்படிவாகவும், பின்னர் கருநிற மெர்குரி வீழ்படிவாகவும் ஒடுக்கமடைகிறது.
KI கரைசல்	பசுமை கலந்த மஞ்சள் Hg_2I_2 வீழ்படிவு. இது மெர்க்குரியாக சிதைவடைவதால் கருமையாகிறது.	ரோஜா சிவப்பு HgI_2. இது அதிக அளவு KI-ல் கரைந்து K_2HgI_4-ஐக் கொடுக்கிறது.

பண்பறி பகுப்பு : 1. கரிக்குழிச் சோதனையில், மெர்க்குரியின் உப்புகள் மெர்க்குரித் துளிகளைத் தருகின்றன.

$$Hg(NO_3)_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow HgCO_3 + 2NaNO_3$$

$$2HgCO_3 \longrightarrow 2Hg \downarrow + CO_2 + O_2$$

2. மெர்க்குரிக் உப்புக் கரைசலுடன், காப்பரைச் சேர்த்தால், காப்பரின் மேல் சாம்பல் நிற மெர்க்குரிப் படலம் படிகிறது.

எடையறி பகுப்பில் : மெர்க்குரி மெர்க்குரிக் சல்ஃபைடாக மாற்றப்பட்டு, மின்பகுப்பினால் பிளாட்டினம் எதிர்மின் முனையில் படியச் செய்து எடையைக் கணக்கிடலாம்.

பருமனறி பகுப்பில் : ஃபெர்ரிக் ஆலம் கரைசலை நிறங் காட்டியாகப் பயன்படுத்தி மெர்க்குரிக் உப்புக் கரைசலை

அம்மோனியம் தயோசயனேட்டுக் கரைசலுடன் தரம் பார்க்கப்படுகிறது.

வினுக்கள்

1. சிங்க், கேட்மியம், மெர்க்குரி ஆகிய உலோகங்களைப் பிரித்தெடுக்கும் முறை, அவற்றின் ஆக்ஸைடுகள், குளோரைடுகள், சல்ஃபைடுகள், அவற்றின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு முதலியவற்றைக்கொண்டு இவ்வுலோகங்களின் வேதியியலை ஒப்பிடுக.

2. சிங்க், கேட்மியம், மெர்க்குரி ஆகிய உலோகங்களுக்கிடையே உள்ள முக்கியமான ஒற்றுமைகளையும், வேற்றுமைகளையும் குறிப்பிடுக.

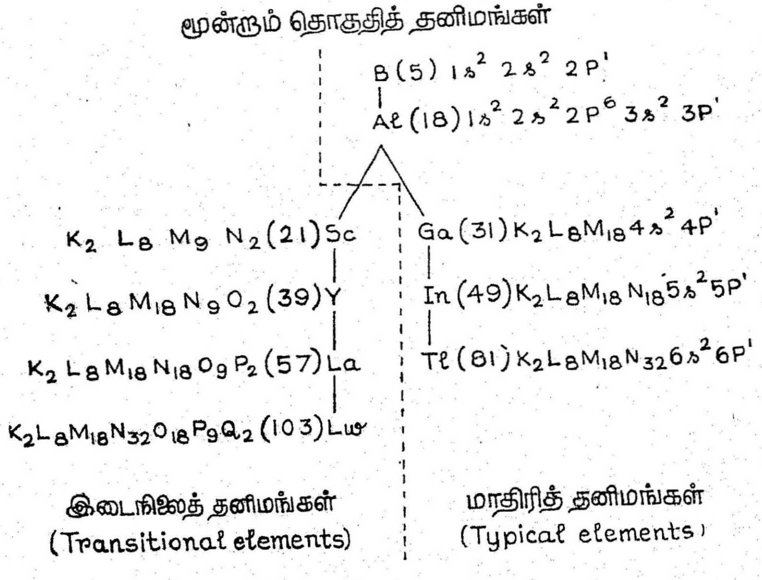
3. சிங்க் அதன் தாதுக்களில் இருந்து எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப் படுகிறது? பின் வருவனவற்றுடன் சிங்கின் வினை யாது? (a) லெட் அசிடேட்டுக் கரைசல்; (b) மெர்க்குரஸ் நைட்ரேட்டுக் கரைசல்; (c) சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல். சிங்கின் பயன்களையும், அதன் உலோகக் கலவைகளின் பயன்களையும் குறிப்பிடுக.

4. சின்னபாரிலிருந்து மெர்க்குரி எவ்வாறு தயாரிக்கப் படுகிறது? அது எவ்வாறு தூய்மைப் படுத்தப்படுகிறது?

5. மெர்க்குரி உலோகத்திலிருந்து கீழ்க்காணும் சேர்மங்கள் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகின்றன?

(a) மெர்க்குரிக் நைட்ரேட்டு, (b) மெர்க்குரஸ் நைட்ரேட், (c) மெர்க்குரிக் குளோரைடு, (d) மெர்க்குரஸ் குளோரைடு. இவற்றின் பயன்கள் யாவை?

16. III தொகுதித் தனிமங்கள்



போரன் மெண்டலீஃபின் தனிம அட்டவணையில் மூன்றும் தொகுதியில் காணப்படுகிறது. IIIB-உபதொகுதியில் இத்தனிமத்துடன் காணப்படும் மற்ற தனிமங்கள் அலுமினியம், கேலியம் (Ga), இன்டியம், மற்றும் தாலியம் ஆகும். இத் தனிமங்களின் அணு அமைப்புகள் வருமாறு :

தனிமம்	அணு எண்	எலெக்ட்ரான் அமைப்பு
B	5	2, 3
Al	13	2, 8, 3
Ga	31	2, 8, 18, 3
In	49	2, 8, 18, 18, 3
Tl	81	2, 8, 18, 32, 18, 3

இத் தனிமங்கள் கிடைக்கும் விதம் : இயற்கையில் கிடைக்கும் உலோகங்களுள் மிகவும் அதிகமாகக் கிடைப்பது அலுமினியமேயாகும். தனிமங்களுள் இது மூன்றாவதாக அதிக அளவில் கிடைக்கிறது. போரன் இயற்கையில் அதிகம் கிடைப்பதில்லை. இருப்பினும் இதன் சேர்மங்கள் பல வழிகளில் பயன்படுவதால், இத்தனிமத்தைப் பிரித்தெடுக்கும் முயற்சி அதிகமாக மேற்கொள்ளப்படுகிறது. மற்ற உலோகங்கள் இயற்கையில் அதிகம் கிடைப்பதில்லை.

பௌதிகப் பண்புகள் : போரன் ஓர் அலோகத் தனிமம். இந்த உபதொகுதியில் உள்ள மற்ற தனிமங்கள் உலோகங்களாகும். போரனுக்கும், அதன் தொகுதியிலுள்ள மற்றத் தனிமங்களுக்குமிடையே காணப்படும் ஒற்றுமைகளைவிட, போரனுக்கும் சிலிக்கனுக்கும் (நான்காவது தொகுதி) உள்ள ஒற்றுமைகளே அதிகமாக உள்ளன.

இத் தொகுதியில் தனிமங்களின் அணு எடை எண்கள் அதிகரிக்கும்போது அத்தனிமங்களின் அடர்த்தி அணுப் பருமன் ஆகியவைகளும் அதிகரிக்கின்றன. மற்ற தனிமங்களை விட போரனின் உருகுநிலை மிகவும் அதிகமாக உள்ளது.

இணைதிறன் : இத் தனிமங்களின் அணுக்களின் வெளிச் சுற்றுப் பாதையில் 3 எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளதால் இவை பொதுவாக +3 இணைதிறனைப் பெற்றுள்ளன. +3 இணைதிறன் நிலையில் சகபிணைப்புச் சேர்மங்களையே இத்தனிமங்கள் (குறிப்பாக போரன்) கொடுக்கின்றன.

இத் தனிம அணுக்களின் வெளிச் சுற்றுப் பாதையின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு ns^2 np^1ஆக இருப்பதால், இத் தனிமங்கள் +1 இணைதிறனையும் பெற்றிருக்க வேண்டும். இத் தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும்போது, தனிமங்களின் +3 இணைதிறன் உள்ள சேர்மங்களின் நிலைப்புத் தன்மை குறைந்து கொண்டும், +1 இணைதிறன் உள்ள சேர்மங்களின் நிலைப்புத் தன்மை அதிகரித்துக் கொண்டும் செல்கின்றன. சான்றாக, தாலியத்தின் +3 இணைதிறன் மிகவும் நிலையற்றது.

போரன் (Boron)

தோற்றம் : போரன் இயற்கையில் கீழ்க்காணும் சேர்மங்களாகக் கிடைக்கின்றது.

1. **போராக்ஸ்** ($Na_2B_4O_7.10H_2O$) **:** இது திபெத்திலும், காஷ்மீரிலும், வட அமெரிக்காவிலும் கிடைக்கிறது.

2. **போரிக் அமிலம்** (H_3BO_3) **:** இது டஸ்கனியிலுள்ள எரிமலைப் பகுதிகளிலிருந்தும், இயற்கை நீருற்றுகளிலிருந்தும் கிடைக்கிறது.

3. **கெர்னைட்** ($Na_2B_4O_7.4H_2O$) **:** இது கலிபோர்னியாவில் அதிகமாகக் கிடைக்கிறது.

4. **கோலமனைட்** ($Ca_2B_6O_{11}.5H_2O$) **:** தென் கலிபோர்னியாவில் போராக்ஸுடன் கலந்து இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது.

5. **யுலெக்சைட் (போரோ நேட்ரோ கால்சைட்)** ($NaCaB_5O_9.6H_2O$) **:** இச்சேர்மப் படிவுகள் சிலியில் கிடைக்கின்றன.

காஷ்மீரின் பாகமாகிய லடாக் அருகிலுள்ள பக்கா பள்ளத்தாக்குகளில் (Pugga Valley) போராக்ஸ் படிவுகள் அதிக அளவில் உள்ளன. இந்தியாவுக்குத் தேவையான போரன் இப் படிவுகளிலிருந்தே பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றது.

போரனைப் பிரித்தெடுத்தல்

1. **போராக்ஸிலிருந்து :** போரன் இச் சேர்மத்திலிருந்து மூன்று கட்டங்களில் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

(i) **போரிக் அமிலம் தயாரித்தல்:** இயற்கையில் கிடைக்கும் போராக்ஸின் அடர் நீர்க் கரைசலுடன் தேவையான அளவு அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்க்கப்படுகிறது. பின் இக் கலவை வெப்பப்படுத்தப்படுகிறது. இக் கரைசல் பின் குளிரும்போது போரிக் அமிலம் வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

$$Na_2B_4O_7 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2B_4O_7$$

$$H_2B_4O_7 + 5H_2O \longrightarrow 4H_3BO_3$$

$$Na_2B_4O_7 + H_2SO_4 + 5H_2O \longrightarrow Na_2SO_4 + 4H_3BO_3$$

கிடைக்கும் சேர்மம் கோலமணைட்டாக இருப்பின் ($Ca_2B_6O_{11}.5H_2O$), இச்சேர்மத்தின் கொதிக்கும் நீர்க் கரைசல், சல்ஃபர்டை ஆக்ஸைடு வாயுவுடன் வினைக்குட்படுத்தப்படுகிறது. கால்சியம் பைசல்ஃபைட்டு நீரில் கரைவதால், போரிக் அமிலம் வீழ்படிவாகி தூய நிலையில் கிடைக்கிறது.

$$Ca_2B_6O_{11} + 4H_2SO_3 \longrightarrow 2Ca(HSO_3)_2 + H_4B_6O_{11}$$

$$H_4B_6O_{11} + 7H_2O \longrightarrow 6H_3BO_3$$

$$Ca_2B_6O_{11} + 4H_2SO_3 + 7H_2O \longrightarrow 2Ca(HSO_3)_2 + 6H_3BO_3$$

(ii) **போரன் ட்ரையாக்ஸைடை தயாரித்தல் :** மேற்கண்ட வினைகளில் தயாரித்த போரிக் அமிலம் (H_3BO_3) மிக அதிக வெப்பநிலைக்கு உயர்த்தப்படுகிறது. இதனால் H_3BO_3 சிதைவடைந்து போரன் ட்ரையாக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$2H_3BO_3 \longrightarrow B_2O_3 + 3H_2O$$

(iii) **போரன் ட்ரையாக்ஸைடை ஒடுக்குதல் :** இவ்வாறு கிடைத்த போரன் டிரையாக்சைடு மக்னீசியம் பொடியால் ஒடுக்கப்படுகிறது. B_2O_3-ம், மக்னீசியம் பொடியும் சேர்க்கப்பட்டு வெப்பப்படுத்தப்படுகின்றன. போரனின் ஆக்ஸைடு போரனாக பின்வருமாறு ஒடுக்கப்படுகிறது.

$$B_2O_3 + 3Mg \longrightarrow 2B + 3MgO$$

பின் வினைபொருள்கள் நன்கு பொடி செய்யப்பட்டு முதலில் நீர்த்த ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்துடனும், பின் அடர் அமிலத்துடனும் சேர்க்கப்படுகிறது. போரனைத்தவிர மற்ற பொருள்கள் கரைந்து விடுகின்றன. போரன் பின் வடிகட்டப் பட்டு, நீரினால் நன்கு அலசப்பட்டு, பின் உலர்த்திப் பிரித் தெடுக்கப்படுகிறது.

2. ஹாக்பில் முறை: இம்முறையில் அதிக வெப்ப நிலையில் போரன் (III) குளோரைடு ஹைடிரஜனால் ஒடுக்கப் படுகிறது.

$$2BCl_3 + 3H_2 \longrightarrow 2B + 6HCl$$

3. KBF_4-ஐ ஒடுக்குதல்: பொட்டாசியம் ஃபுளூவோ போரேட் (KBF_4), பொட்டாசியத்தினால் ஒடுக்கப்பட்டால் போரன் தனிம நிலையில் கிடைக்கிறது.

$$KBF_4 + 3K \longrightarrow 4KF + B$$

4. போரன் ட்ரைஅயோடைடு சிதையும் வெப்பநிலை, போரன் ஆவியாகும் வெப்பநிலையை விடக் குறைவாக உள்ளது. இதன் அடிப்படையில் வான் ஆர்கெல் மற்றும் டி போர் (Van Arkel and De Boer Process) முறையில் தூய போரன் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. 1800°C வெப்பநிலையில் உள்ள டங்க்ஸ்டன் இழையின் மேல் BI_3 சிதைவடைந்து, தூய போரனாக மாறி, அந்த இழைமேல் படிகிறது.

பௌதிகப் பண்புகள்: போரனின் ஒப்பு அடர்த்தி 2·3; உருகுநிலை 2200°C. Ge, SiC போன்ற பொருள்களைப் போன்று, போரன் மின்சாரத்தை அறை வெப்பநிலையில் கடத்துவதில்லை. ஆனால் அதிக வெப்பநிலையில் இது மின்சாரத்தை எளிதில் கடத்துகிறது. வெப்பப்படுத்தும்போது போரன் உருகாமல் ஆவியாகிறது.

போரன் இரண்டு புறவேற்றுருக்களைக் (allotropic modifications) கொண்டுள்ளது: (i) படிக போரன்; (ii) படிக உரு வற்ற போரன் (crystalline and amorphous varieties).

மேலே கூறப்பட்ட டங்க்ஸ்டன் இழை முறைப்படி தயாரிக்கும் போரன் படிக உருவுடையது. இதன் உருகுநிலை மிகவும் அதிகம். இது மிகவும் உறுதியானது.

மற்ற வழிகளில் தயாரிக்கும் போரன் படிக உருவற்றது. இது பழுப்பு கலந்த கருப்பு நிறமுடைய பொடி.

வேதியப் பண்புகள் : (i) காற்றில் ஆக்ஸிஜனுடன் 700°Cல் வெப்பப்படுத்தும்போது, அதன் ட்ரையாக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

$$4B + 3O_2 \longrightarrow 2B_2O_3$$

(ii) நைட்ரஜனுடன், அதன் நைட்ரைடைக் கொடுக்கிறது.

$$2B + N_2 \longrightarrow 2BN$$

(iii) ஹாலஜன்களுடன், அதன் ட்ரை ஹாலைடுகளைக் கொடுக்கிறது.

$$2B + 3X_2 \longrightarrow 2BX_3$$

[X = Cl, Br அல்லது I]

(iv) அமிலங்களுடன் இது வினைப்படுவதில்லை. ஆனால் ஆக்ஸிஜனேற்ற அமிலங்களுடன் (HNO_3, H_2SO_4) வினைபட்டு இது போரிக் அமிலமாக மாறுகிறது.

(v) இது குறைந்த அளவு உலோகப் போலிகளின் பண்பைப் பெற்றுள்ளது. அலுமினியம் போன்று, இது காரங்களுடன் வினைபட்டு சிறிதளவு ஹைடிரஜனை வெளியேற்றுகிறது.

(vi) Mg போன்ற உலோகங்கள் போரனுடன் வினைபட்டு, உலோக போரைடுகளைத் (சான்று : Mg_3B_2) தருகின்றன.

பயன்கள் : கிராமபோன் ஊசிகள், தெர்மாஸ் குடுவை ஆகியவை தயார் செய்யும் தொழிற்சாலைகளில் போரன் பயன்படுகிறது. எஃகின் கடினத் தன்மையை அதிகரிக்கவும், அணு உலைகளில் ந்யூட்ரானை உட்கொள்ளும் பொருளாகவும் இது பயன்படுகிறது.

ஹைடிரைடுகள் : போரன் ஹைடிரஜனுடன் வினைபட்டு பல ஹைடிரைடுகளைத் தருகிறது. இந்த ஹைடிரைடுகள்

போரேன்கள் எனப் பெயர் பெருகின்றன. சில போரேன்களாவன :

டைபோரேன்	B_2H_6
ட்ரைபோரேன்—8	B_3H_8
டெட்ராபோரேன்—10	B_4H_{10}
பென்டாபோரேன்—9	B_5H_9

இவைகளுள் டைபோரேனுடைய வேதியியல் மட்டுமே இங்கு தரப் பட்டிருக்கிறது.

டைபோரேன் (Diborane, B_2H_6) தயாரிக்கும் முறைகள்

1. போரன் ட்ரைகுளோரைடு, லித்தியம் அலுமினியம் ஹைடிரைடினுல் ஒடுக்கப்படும்போது, டைபோரேன் கிடைக்கிறது.

$$2BCl_3 + 3H_2 \longrightarrow B_2H_6 + 6HCl$$

2. போரன் ட்ரைஃபுளுரைடு, சோடியம் போரோ ஹைடிரைடினுல் ஒடுக்கப்படும்போது இச்சேர்மம் பெறப்படுகிறது. இம்முறையே தற்காலத்தில் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

$$3NaBH_4 + 4BF_3 \longrightarrow 3NaBF_4 + 2B_2H_6$$

3. போரன் ட்ரைஃபுளுரைடு, லித்தியம் ஹைடிரைடினுல் ஒடுக்கப்படும்போதும் இச் சேர்மம் கிடைக்கிறது.

$$6LiH + 2BF_3 \longrightarrow 6LiF + B_2H_6$$

பண்புகள் : இது காற்றில் தீப்பற்றி எரியக் கூடிய வாயு. இதை எளிதில் திரவமாக்க இயலும். இது அதிக நச்சுத் தன்மை வாய்ந்தது.

டைபோரேன் நீருடன் வினைபட்டு, ஹைடிரஜனையும் போரிக் அமிலத்தையும் தருகிறது.

$$B_2H_6 + 6H_2O \longrightarrow 2H_3BO_3 + 6H_2\uparrow$$

காற்றில்லாத சூழ்நிலையில் சிதைந்து, இச்சேர்மம் அதன் தனிமங்களைத் தருகிறது.

$$B_2H_6 \longrightarrow 2B + 3H_2 \uparrow$$

ட்ரைமீத்தைல் போரனுடன் $[B(CH_3)_3]$ வினைப்படும்போது இச்சேர்மத்திலுள்ள ஹைடிரஜன் அணுக்கள் ஒவ்வொன்றாக மீத்தைல் தொகுதியினால் இடப் பெயர்ச்சி செய்யப்படுகின்றன. இச்சேர்மத்திலுள்ள ஆறு ஹைடிரஜன் அணுக்களில் நான்கு அணுக்களே இவ்விதம் இடப் பெயர்ச்சி செய்யப்படுகின்றன என்பது குறிப்பிடத் தக்கது. எனவே, இம் மூலக்கூறிலுள்ள இரண்டு ஹைடிரஜன் அணுக்கள் மற்றவைகளிலிருந்து வேறுபட்டுள்ளன என அறிகிறோம்.

$(CH_3)H_2.B.BH_3$; $(CH_3)_2H.B.BH_3$; $(CH_3)H_2B.BH_2(CH_3)$; $(CH_3)_2HB.BH_2(CH_3)$; $(CH_3)_2HB.BH(CH_3)_2$.

பொட்டாசியம் ஹைடிராக்ஸைடு கரைசலினுள் டைபோரேனைச் செலுத்தும்போது, பொட்டாசியம் ஹைபோபோரேட் கிடைக்கிறது.

அமைப்பு : டைபோரேனின் அமைப்புப்பற்றி பல கருத்துகள் வெளியிடப்பட்டுள்ளன. இதன் மூலக்கூறில் 12 இணையும் எலெக்ட்ரான்களே உள்ளன. ஆனால் இதில் எல்லா அணுக்களும் மந்த வாயு அமைப்பைப் பெற, கீழ்க் காணும் அமைப்பைப் பெறுவதாகக் கொண்டால், இம்மூலக் கூறுக்கு ஏழு பிணைப்புகள் (அதாவது 14 இணையும் எலெக்ட்ரான்கள்) தேவைப்படுகின்றன.

அதாவது, இச்சேர்மத்தில் குறைந்த ஆற்றல் பெற்ற அணு ஆர்பிட்டல்களின் எண்ணிக்கையைவிட, இணையும் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை குறைவாக உள்ளது. இவ்வாறு உள்ள மூலக்கூறுகளை எலெக்ட்ரான் குறை மூலக் கூறுகள் (electron deficient molecules) என்பர்.

டைபோரேனின் அமைப்பை விளக்கப் பல கருத்துகள் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன. ஒவ்வொரு கொள்கையும் டைபோரேனின் சில குறிப்பிட்ட பண்புகளையே விளக்குவதாக அமைந்துள்ளன. இதன் அமைப்பை விளக்க X–கதிர் விளிம்பு வளைவு எலெக்ட்ரான் விளிம்பு வளைவு, ராமன் நிறநிரல், அணுக்கரு காந்த ரெஸொனன்ஸ் (nuclear magnetic resonance—NMR) ஆகிய பௌதிக முறைகள் கொண்டு சோதனைகள் நிகழ்த்தப்

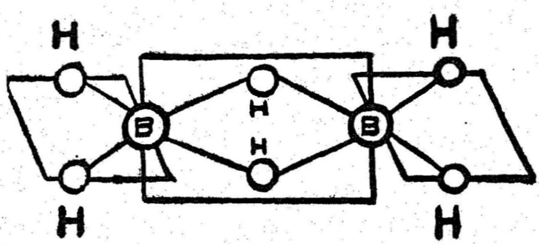
பட்டுள்ளன. இச்சேர்மத்திற்கு எந்த அமைப்பு கொடுக்கப் பட்டாலும் அது கீழ்க்காணும் உண்மைகளை விளக்குவதாக இருத்தல் வேண்டும்.

1. இச் சேர்மம் டயா காந்தப் பண்பைப் (diamagnetic) பெற்றுள்ளது. எனவே, இதன் மூலக்கூறில் இணையா ஒற்றை எலெக்ட்ரான்கள் (unpaired electrons) இருக்க முடியாது.

2. மேலே கூறப்பட்டவாறு, இம் மூலக்கூறில் நான்கு ஹைடிரஜன் அணுக்களே மீத்தைல் தொகுதியினுல் இடப் பெயர்ச்சி செய்யப்படுவதால், இந்த நான்கு அணுக்களும் மற்ற இரண்டு ஹைடிரஜன் அணுக்களிலிருந்து மாறுபட்டிருக்க வேண்டும்.

ஹைடிரஜன் பால அமைப்புக் கொள்கை (Hydrogen bridge theory): இக்கொள்கைப்படி, இம்மூலக்கூறின் இரு கோடிகளிலும் சாதாரண B—H சகபிணைப்புகள் உள்ளன. கீழே காட்டியபடி இரண்டு போரன் அணுக்களும் ஹைடிர ஜன் பால அமைப்பினுல் இணைக்கப்பட்டுள்ளன. பால அமைப்பு B—H பிணைப்புகள், சகபிணைப்புக்கும், அயனிப் பிணைப்புக்கும் இடையே உள்ள உடன் இசைவுக் கலப்பாக இருக்கும்.

இங்கு போரனும் நான்கு ஹைடிரஜன் அணுக்களும் ஒரு தளத்திலும், மற்ற இரு ஹைடிரஜன் அணுக்களும் இதற்குச்

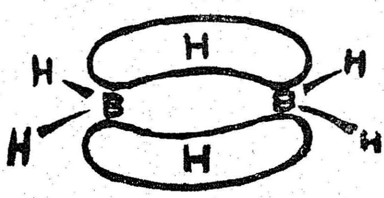


செங்குத்தாயுள்ள மற்றொரு தளத்திலும் உள்ளன என்னும் உண்மையை பௌதிகச் சோதனைகள் மெய்ப்பிக்கின்றன. இது இம் மூலக்கூறில் உள்ள இரு ஹைடிரஜன் அணுக்கள் வேறுபட்டுள்ளன என்னும் கருத்தை விளக்குவதாக அமைந் துள்ளது.

அலை இயக்க இயல் (wave mechanics) கொள்கையின்படி இதன் அமைப்பைப் பின் வருமாறு விளக்கலாம். போரன்

அணுவில் நான்கு ஆர்பிட்டல்கள் (2s, $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$) உள்ளன. ஆனால் மூன்று எலெக்ட்ரான்களே இவ்வார்பிட்டல்களில் உள்ளன. பிணைப்பில் ஈடுபடுவது போரனின் sp^3 உடன் இசைவு கலப்பு ஆர்பிட்டல்களே (hybrid orbitals). டைபோரேனில், இரண்டு போரன் அணுக்கள் ஒவ்வொன்றும் sp^3 ஆர்பிட்டல்கள் இரண்டைப் பயன்படுத்தி, இரண்டு ஹைடிரஜன் அணுக்களுடன் (s–ஆர்பிட்டல்களுடன்) இரு சிக்மா (σ) பிணைப்புகளை உண்டாக்குகின்றன. இப்போது ஒவ்வொரு போரனிலும் இரண்டு ஆர்பிட்டல்களும் (sp^3), இரண்டு ஹைடிரஜன் அணுக்களுடைய s–ஆர்பிட்டல்களும் உள்ளன. இப்போது முதல் போரன் அணுவிலுள்ள ஒரு sp^3 ஆர்பிட்டல், இரண்டாவது போரன் அணுவிலுள்ள ஒரு sp^3 ஆர்பிட்டல், ஒரு ஹைடிரஜனின் s–ஆர்பிட்டால் ஆகிய மூன்றும் ஒன்றின்மேல் ஒன்று பொருந்தி (overlap) ஒரு பிணைப்பைக் கொடுக்கிறது. இதுபோலவே ஒவ்வொரு போரன் அணுவிலுள்ள கடைசி sp^3 ஆர்பிட்டல்களும், கடைசி ஹைடிரஜன் அணுவின் s–ஆர்பிட்டலுடன் பொருந்தி மற்றொரு பிணைப்பைக் கொடுக்கின்றன.

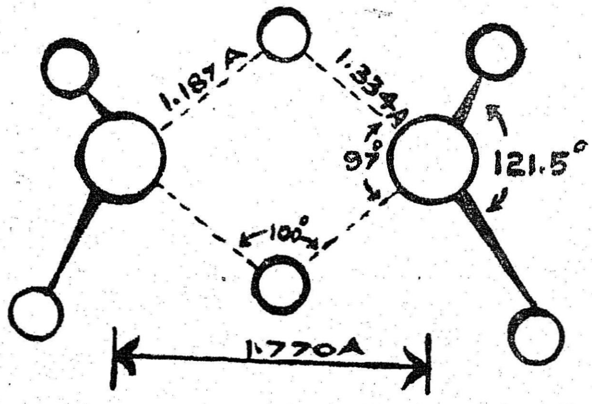
இவ்வாறு மூன்று ஆர்பிட்டல்கள் பொருந்தி கொடுக்கும் பிணைப்பை மும்மை இணைப்பு (three center-bond) என்கிறோம்



போரனும், நான்கு ஹைடிரஜன் அணுக்களும் ஒரு தளத்திலும், மற்ற இரு ஹைடிரஜன் அணுக்களும் இத்தளத்திற்குச் செங்குத்தாயுள்ள மற்றொரு தளத்திலும் உள்ளதை இக் கொள்கை நன்கு விளக்குகிறது.

பௌதிகச் சோதனைகள், B—B தூரம் 1·77A° என்பதையும், B—H நீளம் (சாதாரண சகபிணைப்பு) 1·187A°, B—H நீளம் (பால அமைப்பு) 1·334A° என்பதாக உள்ளதைக் காட்டுகின்றன.

ஆக்ஸைடுகள் : போரன் ஆக்ஸிஜனுடன் வினைபட்டு பல ஆக்ஸைடுகளைக் கொடுக்கிறது. B_2O_3—போரிக் ஆக்



ஸைடு தவிர மற்ற ஆக்ஸைடுகளாகிய B_2O, B_4O_3, B_4O_5 மற்றும் B_2O_2 ஆகிய சேர்மங்களின் பண்புகள், அவை தயாரிக்கப்படும் முறைகள் ஆகியவை பற்றி முழுவதும் அறியப்படவில்லை.

போரிக் ஆக்ஸைடு (B_2O_3) தயாரிக்கும் முறைகள்

1. போரன் ஆக்ஸிஜனில் எரிக்கப்படும்போது இச் சேர்மம் உண்டாகிறது.

$$4B + 3O_2 \longrightarrow 2B_2O_3$$

2. போரிக் அமிலத்தை, செம்பழுப்பு நிற வெப்பநிலைக்கு உயர்த்தும்போது, போரிக் ஆக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

$$2H_3BO_3 \longrightarrow B_2O_3 + 3H_2O$$

இம்முறைப்படியே பெரும்பாலும் இந்த ஆக்ஸைடு தயாரிக்கப்படுகிறது.

பண்புகள் : போரிக் ஆக்ஸைடு இரு வடிவங்களில்—படிக, கண்ணாடிபோன்ற வடிவங்கள் (crystalline and glassy forms)—கிடைக்கிறது. படிக போரன் 450°C-யிலும், கண்ணாடி போன்ற போரன் செம்பழுப்பு நிற வெப்பநிலையிலுமே உருகுகிறது.

B_2O_3 எளிதில் ஒடுக்கப்படுவதில்லை. அதிக வெப்பநிலைகளில் இது Mg, Na போன்ற உலோகங்களால் ஒடுக்கப்படுகிறது.

$$B_2O_3 + 3Mg \longrightarrow 2B + 3MgO$$

போரிக் ஆக்ஸைடு ஒரு அமில ஆக்ஸைடு. எனவே, இது நீருடன் வினைபட்டு போரிக் அமிலத்தையும், காரங்களுடன் வினைபட்டு உப்புகளையும் கொடுக்கிறது.

$$B_2O_3 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3BO_3$$

போரன் பாஸ்ஃபேட் (BPO_4), போரன் ஆர்சினேட் ($BAsO_4$) ஆகிய உப்புகள் உண்டாவது, இச்சேர்மத்தின் காரப் பண்பைக் காட்டுகிறது.

போரிக் ஆக்ஸைடு எளிதில் ஆவியாவதில்லை. அதிக வெப்பநிலைகளில் காரத்துடன் சேர்ந்த அமில ஆக்ஸைடுகளை அதன் சேர்மங்களிலிருந்து வெளியேற்றும் பண்பைப் பெற்றுள்ளதால், இச் சேர்மம் வெங்கார மணி (borax-bead test) சோதனையில் (பண்பறிபகுப்பில்) உலோக மூலங்களைக் கண்டறியப் பயன்படுகிறது. உலோகங்களின் மெட்டாபோரேட்டுகள் தனக்கே உரிய நிறங்களைப் பெற்றுள்ளதால், உலோக மூலங்களைக் கண்டறிவது எளிதாகிறது. சான்றாக, காப்பர் சேர்மங்கள் இச்சோதனையில் நீலநிற மணியைக் (bead) கொடுக்கின்றது.

$$CuSO_4 + B_2O_3 \longrightarrow Cu(BO_2)_2 + SO_3 \uparrow$$

காப்பர் மெட்டா
போரேட்
(நீலநிறம்)

மற்ற ஆக்ஸைடுகள் : B_2O என்னும் சேர்மம் இதுவரை தயாரிக்கப்படவில்லை. ஆனால் அதனுடன் நீர் சேர்ந்த சேர்மம் $B_2(OH)_2$ தயாரிக்கப்பட்டுள்ளது. இச் சேர்மம் ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்யப்பட்டு B_2O_2 என்னும் ஆக்ஸைடு தயாரிக்கப்பட்டுள்ளது. இச்சேர்மங்களைப் பற்றி முழுவதுமாக இன்னும் அறியப்படவில்லை.

ஆக்சி அமிலங்கள் : போரன் முக்கியமாக மூன்று ஆக்ஸி அமிலங்களைக் கொடுக்கிறது. அவையாவன :

ஆர்த்தோ போரிக் அமிலம், H_3BO_3

மெட்டா போரிக் அமிலம், HBO_2

பைரோ போரிக் அமிலம்
அல்லது டெட்ரா போரிக் அமிலம் } $H_2B_4O_7$

ஆர்த்தோ, மெட்டா அமிலங்கள் நிலைப்புத் தன்மை பெற்றவை. டெட்ரா போரிக் அமிலம் நிலைப்புத் தன்மை யற்றது. அதன் உப்புகளே நிலையானவை. மெட்டா, டெட்ரா போரிக் அமிலங்கள் நீரில் கரைந்தவுடன் ஆர்த்தோ போரிக் அமிலமாக மாறுகின்றன.

ஆர்த்தோ போரிக் அமிலம் (H_3BO_3) : போரனின் அமிலங்களுக்குள் இதுவே மிகவும் முக்கியமான அமிலமாகும். இயற்கையில் கிடைக்கும் போரனின் சேர்மங்களாகிய போராக்ஸ் (Borax, $Na_2B_4O_7.10H_2O$), காலமனைட் ஆகியவற்றி லிருந்து, இவ்வமிலம் பெரும்பாலும் தயாரிக்கப்படுகிறது.

போராக்ஸ் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினைக்குட் படுத்தப்படுகிறது. அதிக வெப்பநிலையில் நிகழும் இவ் வினையின் உஷ்ண நிலையைக் குறைக்கும் போது, போரிக் அமிலம் படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது.

$$Na_2B_4O_7 + H_2SO_4 + 5H_2O \longrightarrow Na_2SO_4 + 4H_3BO_3$$

கொதிக்கும் நீரில் கரைக்கப்பட்ட காலமனைட், சல்ஃபர் டையாக்ஸைடு வாயுவுடன் வினைபட்டு, போரிக் அமிலத்தைக் கொடுக்கிறது.

$$Ca_2B_6O_{11} + 4H_2SO_3 + 7H_2O \longrightarrow 2Ca(HSO_3)_2 + 6H_3BO_3$$

இத்தாலியிலுள்ள டஸ்கனி என்னுமிடத்தில் பூமியிலிருந்து அதிக அழுத்தத்தில் வெளிவரும் நீராவியில் போரிக் அமிலம் கலந்துள்ளது. இதிலிருந்து போரிக் அமிலம் அதிக அளவில் கிடைக்கிறது.

பண்புகள் : போரிக் அமிலம் மிருதுவான, வெண்மை நிற படிக வடிவில் உள்ளது. குளிர்ந்த நீரில் சுமாராகவும், சூடான நீரில் எளிதிலும் இச் சேர்மம் கரைகிறது. இது நீராவி யில் ஆவியாகிறது. சுடர் சோதனையில் இது பச்சை நிறத் தைக் கொடுக்கிறது.

போரிக் அமிலத்தை வெப்பப்படுத்தும்போது, அது முதலில் மெட்டா போரிக் அமிலமாகவும், பின் பைரோ போரிக்

அமிலமாகவும், கடைசியில் **போரன் ட்ரையாக்ஸைடாகவும்** மாறுகிறது,

$$H_3BO_3 \xrightarrow{100°C} HBO_2 \xrightarrow{140°C} H_2B_4O_7 \xrightarrow[\text{நிலை}]{\text{செஞ்சூட்டு}} B_2O_3$$

போரிக் அமிலம் மிகவும் வலுக் குறைந்த அமிலம். எனவே, போரேட் அயனி நீரால் எளிதில் பகுக்கப்படுகிறது. ஆகையால்தான் இவ்வமிலத்தை ஒரு காரத்திற்கு எதிராகத் தரம் பார்க்க முடியாது. ஆனல் போரிக் அமிலத்துடன் க்ளிஸரால் அல்லது மான்னிடால் சேர்க்கப்பட்டால், ஃபினல்ப் தலீன் நிறங்காட்டிகொண்டு, இவ்வமிலத்தை சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடுக்கு எதிராகத் துல்லியமாக தரம் பார்க்க இயலும்.

பயன்கள் : போரிக் அமிலம் எனமல் பூச்சு தயாரிக்கவும், மருத்துவத்தில் கண் மருந்தாகவும் பயன்படுகிறது. மேலும் வேதியியலில் பல சேர்மங்களைத் தயாரிக்க இது உபயோகப் படுகிறது.

மற்ற அமிலங்களின் உப்புகள் : ஆர்த்தோ போரிக் அமிலத்தின் உப்புகள் ஆர்த்தோ போரேட்டுகள் என்றும், மெட்டாபோரிக் அமிலத்தின் உப்புகள் மெட்டா போரேட்டுகள் என்றும், மற்றும் டெட்ரா போரிக் அமிலத்தின் உப்புகள்

உப்பு	அமிலம்
கால்சியம் ஹெக்சா போரேட் $Ca_2B_6O_{11}$	ஹெக்சா போரிக் அமிலம் $H_4B_6O_{11} = (H_2B_4O_7 + 2HBO_2$
மக்னீசியம் ஆக்டா போரேட் $Mg_3B_8O_{15}$	ஆக்டாபோரிக் அமிலம் $H_6B_8O_{15} = (H_2B_4O_7 + 4HBO_2)$

டெட்ரா போரேட்டு அல்லது பைரோ போரேட்டுகள் எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன. மற்றும் டெட்ரா போரிக் அமிலமும், மெட்டா போரிக் அமிலமும் சேர்ந்த சேர்க்கைப் பொருள் களாகக் கருதப்படும் பாலி போரிக் அமிலங்களின் உப்புகளும் தயாரிக்கப்பட்டுள்ளன. எடுத்துக்காட்டுகள் மேலே அட்ட வணைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன.

போராக்ஸ் (**Borax, Sodium tetraborate decahydrate,** $Na_2B_4O_7.10H_2O$) **தயாரிக்கும் முறைகள்: 1.** இயற்கையில் இச் சேர்மம், இலங்கை, திபெத், கலிபோர்னியா போன்ற இடங் களில் கிடைக்கிறது. இயற்கையில் கிடைக்கும் சேர்மத்தை, கொதி நீரில் கரைத்து, பின் படிகமாக்கி தூய போராக்ஸைத் தயாரிக்கின்றனர்.

2. போரிக் அமிலத்தை, சோடியம் கார்பனேட்டினுல் நடு நிலையாக்கியும் இச்சேர்மத்தைப் பெறலாம்.

$$4H_3BO_3 + Na_2CO_3 \longrightarrow Na_2B_4O_7 + 6H_2O + CO_2$$

3. காலமனைட் தாதுவிலிருந்தும், இச் சேர்மத்தைப் பெற லாம். காலமனைட், சோடியம் கார்பனேட் கரைசலுடன் சேர்க்கப்படுகிறது.

$$Ca_2B_6O_{11} + 2Na_2CO_3 \longrightarrow 2CaCO_3 + Na_2B_4O_7 + 2NaBO_2$$

கரையாத கால்சியம் கார்பனேட்டு வடிகட்டிப் பிரிக்கப் படுகிறது. போராக்ஸ் படிகமாக்கிப் பிரிக்கப்படுகிறது. சோடியம் மெட்டாபோரேட் உள்ள கரைசலில் கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு செலுத்தப்படுகிறது.

$$4NaBO_2 + CO_2 \longrightarrow Na_2B_4O_7 + Na_2CO_3$$

இக் கரைசலிலிருந்து மீண்டும் போராக்ஸ் படிகமாக்கிப் பிரிக்கப்படுகிறது. மீதமுள்ள சோடியம் கார்பனேட் கரைசல் மேலே குறிப்பிட்ட காலமனைட்டுடன் மீண்டும் சேர்க்கப் படுகிறது.

பண்புகள்: ஒவ்வொரு போராக்ஸ் மூலக்கூறுடனும் பத்து படிகநீர் மூலக்கூறுகள் (water of crystallisation) ($Na_2B_4O_7.10H_2O$) சேர்ந்திருக்கும். 60°C-க்குமேல் படிகமாக்கப்படும் போது $Na_2B_4O_7.5H_2O$ (சோடியம் டெட்ரா போரேட் பென்டா (ஹைட்ரேட்) கிடைக்கிறது. போராக்ஸ் கண்ணுடி

(borax glass) என்னும் நீரற்ற சோடியம் டெட்ரா போரேட், போராக்ஸை அதன் உருகுநிலைக்குமேல் வெப்பப்படுத்தி, பின் குளிரச் செய்வதன் மூலம் கிடைக்கிறது.

போராக்ஸ் குளிர்ந்த நீரில் சிறிதளவு கரைகிறது. ஆனல் சூடான நீரில் அதிக அளவில் கரைகிறது.

போராக்ஸின் நீர்க் கரைசல் காரத் தன்மை உடையது.

போராக்ஸ் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு போரிக் அமிலத்தைக் கொடுக்கிறது.

உருகிய போராக்ஸ் உலோக ஆக்ஸைடுகளுடன் வினை பட்டு மெட்டா போரேட்டுகளைத் தருகிறது. உலோக மெட்டா போரேட்டுகள் அவைகளுக்கே உரிய நிறங்களைக் கொண்டுள்ளதால், போராக்ஸ் (வெங்கார) மணிச் சோதனையில் (borax bead test) இச் சேர்மம் பயன்படுகிறது. சான்ருக கோபால்ட் மெட்டா போரேட்டின் நிறம் அடர் நீல நிறமாகும்.

$$Na_2B_4O_7 + CoO \longrightarrow 2NaBO_2 + Co(BO_2)_2$$

பயன்கள்: இந்த போராக்ஸானது போரோ சிலிக்கேட் கண்ணுடி தயாரிக்கும் தொழிற்சாலைகளிலும், பண்பறி பகுப்பு முறையிலும் (போராக்ஸ் மணிச் சோதனையிலும்), உலோக வியலிலும், உலோகங்களை உருக்கிப் பிணைக்கும் தொழிற்சாலை யில் இளக்கியாகவும் (flux), எனமல் பூச்சு, சலவைப் பொடி ஆகியவை தயாரிக்கும் தொழிற்சாலைகளிலும் உபயோகப்படு கிறது.

சோடியம் மெட்டா போரேட் பெர்ஹைட்ரேட் ($NaBO_2.H_2O_2.3H_2O$): போராக்ஸை மின் ஆக்ஸிஜனேற்றத் திற்கு உட்படுத்துவதால், இச் சேர்மம் கிடைக்கிறது. இதன் நீர்க் கரைசல் போராக்ஸ், ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு ஆகிய வற்றின் பண்பைப் பெற்றுள்ளது. வெப்பப்படுத்தும்போது ஆக்ஸிஜனை வெளிவிடுகிறது. ஆக்ஸிஜனேற்றப் பண்புகளை யும், வெளுக்கும் தன்மையையும் பெற்றுள்ளதால், இச் சேர்மம் தொற்று நோய் நீக்கியாகவும், சோப்பு, சலவைப் பொடி ஆகியவை தயாரிக்கும் தொழிற்சாலைகளிலும் பயன்படுகிறது.

ஹாலைடுகள்: போரன் BX_3, B_2X_4 ($X = Cl, Br, I$) என்ற மூலக்கூறு வாய்பாடுகளைப் பெற்ற இருவகை ஹாலைடு

களைக் கொடுக்கிறது. இவற்றுள் ட்ரை ஹாலைடுகளே மிகவும் முக்கியமானவை.

போரன் டிரைகுளோரைடு (BCl_3): இது ஒரு சகபிணைப்புச் சேர்மம். சூடுபடுத்தப்பட்ட போரன் ட்ரையாக்ஸைடு-கார்பன் கலவை மீது குளோரினைச் செலுத்தி, வெளிவரும் வாயுவைக் குளிரச் செய்யும்போது, போரன் டிரைகுளோரைடு கிடைக்கிறது.

இச்சேர்மம் நிறமற்ற திரவம். இது பல அங்ககக் கரைப்பான்களில் கரைகிறது. நீருடன் வினைபட்டு, போரிக் அமிலத்தையும், ஹைடிரஜன் குளோரைடையும் கொடுக்கிறது.

$$BCl_3 + 3H_2O \longrightarrow H_3BO_3 + 3HCl$$

இம் மூலக்கூறில் போரனின் வெளிச் சுற்றுப் பாதையில் ஆறு எலெக்ட்ரான்களே உள்ளதால், ஒரு எலெக்ட்ரான் ஜோடியைக் கொடுக்கும் பல சேர்மங்களுடன் வினைப்படுகிறது. இவ்வாறு எலெக்ட்ரான் ஜோடி வாங்கியாக, போரன் ட்ரை குளோரைடைவிட போரன் ட்ரைஃபுளூரைடே அதிக வீரியத்துடன் செயல்படுகிறது. இப்பண்புகள்பற்றி BF_3-க்குக் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

போரன் ட்ரைஃபுளூரைடு (BF_3) தயாரிக்கும் முறைகள்

1. அதிக வெப்பநிலையில் போரன் ஃபுளூரினுடன் வினைபட்டு BF_3-ஐக் கொடுக்கிறது.

$$2B + 3F_2 \longrightarrow 2BF_3$$

2. போரிக் ஆக்ஸைடுடன் ஒரு ஃபுளூரைடைச் சேர்த்து, அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினைக்குட்படுத்துவதால் BF_3 கிடைக்கிறது.

$$B_2O_3 + 6NaF + 3H_2SO_4 \longrightarrow 2BF_3 + 3Na_2SO_4 + 3H_2O$$

3. போரன் ட்ரைகுளோரைடை ஃபுளூரினுடனோ, கால்சியம் ஃபுளூரைடுடனோ வினைப்படுத்துவதால், இச் சேர்மம் கிடைக்கிறது.

$$2BCl_3 + 3F_2 \longrightarrow 2BF_3 + 3Cl_2$$

4. பொட்டாசியம் ஃபுளூவோபோரேட்டை போரிக் ஆக்ஸைடுடனும் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடனும் வெப்பப் படுத்துவதால் BF_3 கிடைக்கிறது.

$$KBF_4 + 2B_2O_3 \longrightarrow K[B_4O_6F] + BF_3$$

பண்புகள் : 1. நீருடன் வினைபட்டு BF_3 இரு ஹைடிரேட்டுகளைத் ($BF_3.H_2O$, $BF_3.2H_2O$) தருகிறது.

2. நெடியுடைய போரன் ட்ரைஃபுளூரைடு வாயு நீருடன் சூடான நிலையில் ஃபுளூவோ போரிக் அமிலத்தைக் கொடுக்கிறது.

$$4BF_3 + 3H_2O \longrightarrow H_3BO_3 + 3H(BF_4)$$

3. லூயி அமிலங்களுள் இது மிக வீரியமுள்ள அமிலமாகும். (லூயிக் கொள்கைப்படி, ஒரு எலெக்ட்ரான் ஜோடியைப் பெறும் பண்பைப் பெற்ற பொருள்களை அமிலங்கள் என்கிறோம்.) நீர், ஆல்கஹால், ஈத்தர், அமீன்கள் இவற்றின் மூலக்கூறில் உள்ள ஆக்ஸிஜன் அல்லது நைட்ரஜனுடைய இணையா ஜோடி எலெக்ட்ரான்கள் மூலம் இணைந்து, கூட்டுச் சேர்மங்களைக் (adduct) கொடுக்கிறது. போரன் ட்ரைஃபுளூரைடு, டைஈத்தைல் ஈத்தருடன் சேர்ந்த கூட்டுச் சேர்மமாகவே $[(C_2H_5)_2O \longrightarrow BF_3]$ உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது.

$$BF_3 + :NH_3 \longrightarrow H_3N \longrightarrow BF_3$$

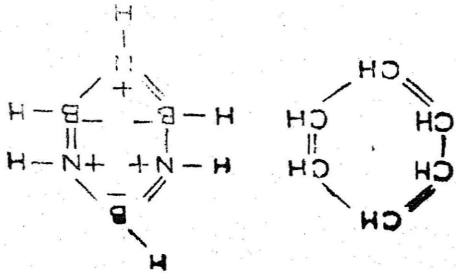
$$BF_3 + :NR_3 \longrightarrow R_3N \longrightarrow BF_3$$

எஸ்டராக்கல் வினைகளிலும் ஆல்கஹாலும், பென்சீனும் இணைந்து ஆல்கைல் பென்சீன் உண்டாகும் வினையிலும், ஒலிஃபீன்களின் பலபடியாக்கல் வினைகளிலும் (polymerisation), ஹைடிரஜனேற்றம், ஹாலஜனேற்றம், சல்ஃபோனிக் தொகுதி ஏற்றம், ஃப்ரீடல்-க்ராஃப்ட் ஆல்கைல் தொகுதி ஏற்றம், அசைல் தொகுதி ஏற்றம் ஆகிய வினைகளிலும் போரன் ட்ரைஃபுளூரைடு பயன்படுத்தப்படுகிறது.

போரசோல் (Borazole, $B_3N_3H_6$) : இச்சேர்மம் அமைப்பில் பென்சீனை ஒத்திருப்பதால், இச்சேர்மம் கனிம பென்சீன் (inorganic benzene) என்றும் அழைக்கப்படுகிறது.

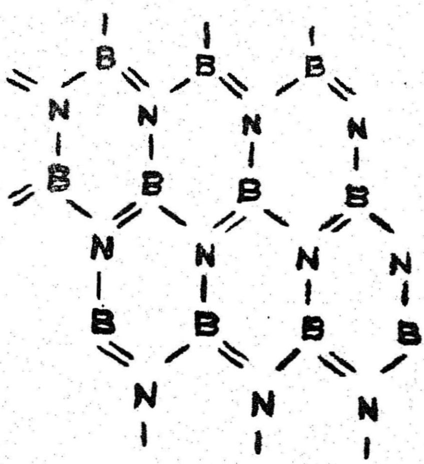
டைபோரேன் அம்மோனியாவுடன் வினைப்படும்போது, போரசோல் கிடைக்கிறது. டைபோரேன் டைஅம்மோனியேட் $[H_2B(NH_3)_2]^+[BH_4]^-$ இடைநிலைச் சேர்மமாகக் கிடைக்கிறது.

$$B_2H_6 + NH_3 \longrightarrow B_3N_3H_6$$



அம்மோனியம் குளோரைடும், போரான் ட்ரைகுளோரைடும் வினைபட்டு β-குளோரோ போரசீனைக் கொடுக்கிறது. இச் சேர்மம் சோடியம் போரோ ஹைடிரைடினால் ஒடுக்கப்பட்டு போரசோலைக் கொடுக்கிறது.

$$3NH_4Cl + 3BCl_3 \longrightarrow H_3B_3N_3Cl_3 \xrightarrow{NaBH_4} B_3N_3H_6$$



போரான் நைட்ரைடு $(BN)_x$

இச்சேர்மம், பென்சீனைப் போலல்லாமல், சேர்க்கை வினைகளில் (சான்றாக, HCl, H_2O, CH_3OH ஆகிய கரணிகளுடன்) எளிதில் ஈடுபடுகிறது. அதிக வெப்பநிலைகளில், நீருடன் வினைபட்டு போரிக் அமிலத்தையும், அம்மோனியாவையும் கொடுக்கும்.

போரன் நைட்ரைடு (BN) : போரனை அதிக வெப்பநிலை

யில் நைட்ரஜன் வாயுவுடன் வினைக்குட்படுத்துவதால் இச் சேர்மம் உண்டாகிறது. இது அதிக உருகுநிலையைப் பெற்ற வெண்மையான சேர்மம். நீரில் கரையாத இச்சேர்மம் அமிலங்களுடன் எளிதில் வினைப்படுவதில்லை. இதன் அமைப்பு கிராஃபைட்டின் அமைப்பினைப்போல் உள்ளது.

அலுமினியம் (Aluminium)

ஆலம் (Alum) எனப்படும் அலுமினியத்தின் இரட்டை சல்ஃபேட்டு உப்பை மக்கள் பல ஆண்டு காலமாகவே அறிந்திருக்கின்றனர். இதிலிருந்தே அலுமினியம் என்னும் பெயர் இவ்வுலோகத்திற்கு வந்தது. மேலும் ஆலம், அலுமினா என்னும் அலுமினியம் ஆக்ஸைடிலிருந்து தயாரிக்கப்பட்டது.

தோன்றும் விதம்: இது இயற்கையில் தனிம நிலையில் கிடைப்பதில்லை. ஆனால் சேர்மங்களாக அதிக அளவில் கிடைக்கிறது. இவ்வுலோகத்தை ஏழைகளின் வெள்ளி என்பர். பெரும்பாலும் இது சிலிக்கேட்டுகளாகவும், ஆக்ஸைடுகளாகவும் கிடைக்கிறது. பூமியின் மேலோட்டில் கிடைக்கும் தனிமங்களின் அளவில் மூன்றாவதாக அலுமினியம் அதிகமாகக் கிடைக்கிறது. இதன் முக்கியத் தாதுக்களாவன:

சிலிக்கேட்டுகள்: 1. சோடா ஃபெல்ஸ்பார் (Soda felspar—Albite)—$Na_2O.Al_2O_3.6SiO_2$; 2. பொடாஷ் ஃபெல்ஸ்பார் (Potash felspar — Orthioglase)—$K_2O.Al_2O_3.6SiO_2$; 3. காக்கைப் பொன் (Potash mica)—$K_2O.2Al_2O_3.6SiO.2H_2O$; 4. வெண்களிமண் (Kaolin)—$Al_2O_3.2SiO_2.2H_2O$.

ஆக்ஸைடுகள்: 5. கொரண்டம் (Corundum) Al_2O_3; 6. டையஸ்போர் (Diaspore)—$Al_2O_3.H_2O$; 7. கிப்ஸைட் (Gibbsite) — $Al_2O_3.3H_2O$; 8. பாக்சைட் (Bauxite) (இது டையஸ்போரும், கிப்ஸைட்டும் பல விகிதங்களில் கலந்த கலவை) — $Al_2O_3.2H_2O$.

மற்ற தாதுக்கள்: 9. க்ரயோலைட் (Cryolite)—Na_3AlF_6; 10. ஆலம் ஸ்டோன் (Alum stone) — $K_2SO_4.Al_2(SO_4)_3.4Al(OH)_3$. 11. டர்கோஸ் (Turquoise) — $AlPO_4.Al(OH)_3.H_2O$.

பாக்சைட்டு தாது இந்தியாவில் மத்தியப் பிரதேசம், மைசூர், காஷ்மீர், மஹாராஷ்டிரம், தமிழ்நாடு (சேலம் ஜில்லா)

ஆகிய இடங்களில் அதிகம் கிடைக்கிறது. நமது நாட்டில் ஒவ்வொரு ஆண்டும் சுமார் 75,000 டன் அலுமினியம் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

உலோக சிலிக்கேட்டுகளிலிருந்து அலுமினியத்தைப் பிரித்தெடுப்பது கடினமாகவும், அதிக செலவுடையதாகவும் இருக்கிறது. எனவே, பெரும்பாலும் அலுமினியம் அதன் ஆக்ஸைடு தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

உலோகவியல்: அலுமினியத்தின் உலோகவியல் மூன்று கட்டங்களிலானது. அவையாவன:

1. அலுமினுவைத் தூய்மைப் படுத்துதல்;

2. அலுமினுவை மின்னுற் பகுத்தல்;

3. அலுமினியத்தைத் தூய்மைப் படுத்துதல்.

1. அலுமினுவைத் தூய்மைப் படுத்துதல்: பூமியிலிருந்து வெட்டியெடுக்கப்படும் தாதுவுடன்—அலுமினுவுடன் (Al_2O_3)—அயர்ன், சிலிக்கா போன்ற மாசுகள் அதிக அளவில் இருக்கும். இம் மாசுகள் கீழ்க்காணும் முறைகளின்படி நீக்கப்படுகின்றன.

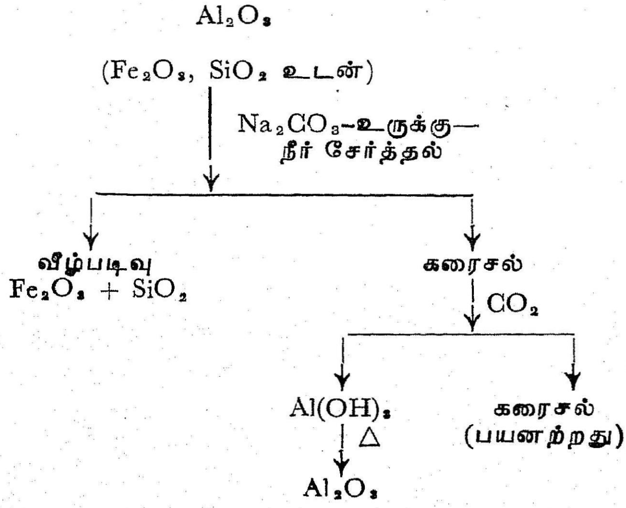
(a) **ஹால் முறை (Hall's process):** இம்முறையில் தாது சோடியம் கார்பனேட்டுடன் சேர்க்கப்பட்டு, உருக்கப்படுகிறது. அலுமினு கரையும் சோடியம் மெட்டா அலுமினேட்டைக் ($NaAlO_2$) கொடுக்கிறது. பின் நீரைச் சேர்த்துக் கலக்கும்போது, மெட்டா அலுமினேட் மட்டும் கரைகிறது. Fe_2O_3, SiO_2 போன்ற மாசுகள் கரையாமல் அடியில் தங்குகின்றன. இவை வடிகட்டி அகற்றப்படுகின்றன. பின் தூய கரைசலில் கார்பன்–டை–ஆக்ஸைடு வாயுவைச் செலுத்தும்போது அலுமினியம் ஹைடிராக்ஸைடு வீழ்படிவாகிறது. இதை வடிகட்டி சூடாக்கினுல் தூய அலுமினு (Al_2O_3) பெறப்படுகிறது.

$$Al_2O_3 + Na_2CO_3 \longrightarrow 2NaAlO_2 + CO_2$$

$$2NaAlO_2 + 3H_2O + CO_2 \longrightarrow 2Al(OH)_3 + Na_2CO_3$$

$$2Al(OH)_3 \longrightarrow Al_2O_3 + 3H_2O$$

செயல் நிலைச் சுருக்கம்



(b) பேயர் முறை (Baeyer's process): ஏறத்தாழ இம்முறையும் ஹால் முறையை ஒத்ததாகும். இம்முறையில் தாது முதலில் நன்கு வறுக்கப்படுகிறது. இதனால் FeO மாசு Fe_2O_3 ஆக மாற்றப்படுகிறது. பின் 150°C-ல் அடர் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு சேர்க்கப்படுகிறது. அலுமினா இக்கரைசலில், சோடியம் அலுமினேட்டாகக் கரைந்து விடுகிறது. மாசுகள் கரையாமல் வீழ்படிவாக இருப்பதால், அவை வடிகட்டப்பட்டு அகற்றப்படுகின்றன. பின் கரைசலுடன் சிறிதளவு நீரேறிய அலுமினா சேர்க்கப்படுவதால் (seeding), அலுமினியம் ஹைடிராக்ஸைடு வீழ்படிவாகிறது. இது வடிகட்டப்பட்டு சூடுபடுத்தும்போது அலுமினாவைக் (Al_2O_3) கொடுக்கிறது.

$$Al_2O_3 + 2NaOH + 3H_2O \rightleftharpoons 2Na[Al(OH)_4]$$

$$Na[Al(OH)_4] \longrightarrow Al(OH)_3 + NaOH$$

$$2Al(OH)_3 \xrightarrow{\Delta} 2Al_2O_3 + 3H_2O$$

(c) செர்பெக் முறை (Serpek's process): நன்கு பொடி செய்யப்பட்ட தாது சிலிக்கா (மணல்) மற்றும் கார்பனுடன் கலந்து நைட்ரஜன் உள்ள சூழலில் 1800°Cக்கு சூடாக்கும் பொழுது அலுமினியம் ஆக்ஸைடு அதன் நைட்ரைடைக் (AlN) கொடுக்கிறது.

இச்சேர்மம் நீரில் கரைந்து, அலுமினியம் ஹைடிராக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது; சூடாக்கும்பொழுது அலுமினு கிடைக்கிறது.

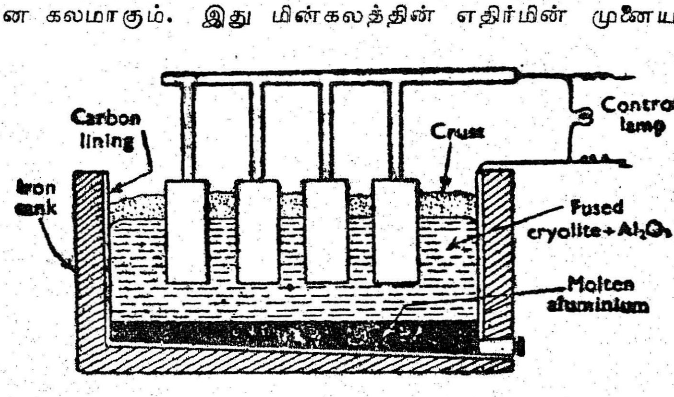
$$Al_2O_3 + 3C + N_2 \longrightarrow 2AlN + 3CO \uparrow$$

$$AlN + 3H_2O \longrightarrow Al(OH)_3 + NH_3$$

$$SiO_2 + 2C \longrightarrow 2CO \uparrow + Si$$

$$2Al(OH)_3 \longrightarrow Al_2O_3 + 3H_2O$$

2. **அலுமினுவை மின்னூற் பகுத்தல்:** மேற்கண்ட முறைகள்படி தயாரித்த தூய அலுமினு, மின்னூற் பகுக்கப்படுகிறது. மின்கலம் உட்புறம் கார்பனுல் பூசப்பட்ட, இரும்பினுலான கலமாகும். இது மின்கலத்தின் எதிர்மின் முனையாகச்



படம் 36

செயல்படுகிறது. உருகிய க்ரயோலைட்டில் (Na_3AlF_6) அலுமினு கரைக்கப்பட்டு கிடைக்கும் கலவை மின்பகுளியாக இக்கலத்தில் எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. படத்தில் காட்டியபடி காப்பர் இடுக்கியிலிருந்து தொங்கவிடப்பட்ட கார்பன் தண்டுகள் (மின் பகுளியினுள் அமிழ்த்தப்பட்டுள்ளது) நேர்மின் முனைகளாகச் செயல்படுகின்றன. கலத்தின் வெப்ப நிலை 900—950°Cல் ஆரம்பத்தில் வைக்கப்படுகிறது. வினை

ஆரம்பித்தவுடன் உண்டாகும் வெப்பம் கலத்தின் இவ்வெப்ப நிலையைக் குறையாமல் இருக்கச் செய்கிறது. மின்பகுளியின் மேல் காணப்படும் கண் கூசத்தக்க வெளிச்சம் கண்ணில் படாதவாறு, இதன் மேற்பரப்பில் நிலக்கரித் தூள் தூவப்படு கிறது. மின்பகுப்பில் கீழ்க்காணும் வினைகள் நடக்கின்றன.

$$AlF_3 \rightleftharpoons Al^{+++} + 3F^-$$

(க்ரயோலைட்டிலிருந்து)

எதிர்மின்வாயில் :

$$Al^{3+} + 3e \longrightarrow Al$$

நேர்மின்வாயில் :

$$F^- \xrightarrow{-e} F$$

$$2Al_2O_3 + 12F \longrightarrow 4AlF_3 + 3O_2\uparrow$$

உருகிய நிலையில் அலுமினியம் கலத்தின் அடியில் தங்கு கிறது. இங்கிருந்து நேரம் செல்லச்செல்ல இது வெளியேற்றப் படுகிறது. நேர்மின் முனையில் ஆக்ஸிஜன் வெளிவருவதால் இவ் வெப்பநிலையில் கார்பன் தண்டுகளுடன் வினைப்படுவதால் கார்பன் தண்டுகளின் பருமன் நேரம் செல்லச் செல்ல குறை கிறது. எனவே, அவை அடிக்கடி புதுப்பிக்கப்படவேண்டும்.

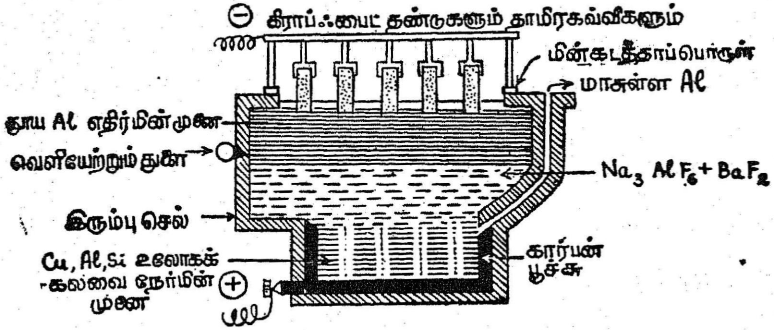
Al_2O_3-ன் செறிவு குறையக் குறைய கலத்தின் மின்தடை (resistance) அதிகரிக்கிறது. பின் மேலும் அலுமினா சேர்க்கப் படுகிறது.

மின் பகுளியின் மேல் தூவப்பட்ட கரிப்படலம், கலத்தி லிருந்து வெப்பம் வெளியேறாமலும், AlF_3 ஆவியுற்று வெளிச் செல்லா வண்ணமும் காக்கிறது.

இவ்வினையில் அதிக அளவு மின்சாரம் தேவைப்படுவ தால், மின்சாரம் எங்கு குறைந்த செலவில் கிடைக்கிறதோ, அங்கு மட்டுமே அலுமினியம் தொழிற்சாலைகளை நிறுவ முடியும்.

3. **அலுமினியத்தை தூய்மைப்படுத்துதல் :** மேற்கண்ட வாறு கிடைத்த அலுமினியம் ஹூப் முறைப்படி (Hoope's

process) தூய்மைப்படுத்தப்படுகிறது. உட்புறம் கார்பன்



படம் 37

பூசப்பட்ட மின்கலத்தில் எடுத்துக்கொள்ளப்படும் மின்பகு பொருள் மூன்று படுகைகளால் (layers) ஆனது. மூன்று படுகைகளில் வெவ்வேறு ஒப்பு அடர்த்திகளைப் பெற்ற பொருள்கள் உள. கீழ்ப்படுகையில் உருகிய தூய்மையற்ற அலுமினியம் எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. (இதனுடைய அடர்த்தியை அதிகரிக்க சிறிது காப்பரும், சிலிக்கனும் சேர்க்கப்படுகின்றன.) நடுப்படுகை, உருகிய சோடியம், பேரியம் மற்றும் அலுமினியம் ஃபுளூரைடுகளாலானது. இதுவே மின்பகுளியாகச் செயல்படுகிறது. மேல்படுகை உருகிய தூய அலுமினியத்தாலானது. இது எதிர்மின்வாயாகச் செயல்படுகிறது. மின்சாரத்தைச் செலுத்தும்போது, நடுப்படுகையிலிருந்து அலுமினியம் அயனி எதிர்மின்வாயை நோக்கிச் சென்று, தூய அலுமினியமாக மேல்படுகையில் சேகரிக்கப்படுகிறது. நடுப்படுகையிலிருந்து எத்தனை அலுமினியம் அயனி வெளியேற்றப்படுகிறதோ, அத்தனை அளவு கீழ்ப்படுகையிலிருந்து நடுப்படுகைக்குச் செல்கிறது.

இவ்வாறு மேல்படுகையில் கிடைக்கும் அலுமினியம் 99·98% தூயதாக இருக்கிறது.

பௌதிகப் பண்புகள்: தூய அலுமினியம் வெள்ளி போன்ற வெண்மையான உலோகம். இதை நன்கு மெருகேற்றலாம். இது ஒரு லேசான உலோகம். ஒப்பு அடர்த்தி 2·7. இதன் உருகுநிலை 660°C. இதைத் தகடாக அடிக்கவும், கம்பியாக இழுக்கவும் இயலும். காப்பர் மற்றும் அயர்னுக்கு அடுத்தபடியாக அதிகமான இழுவிசை வலுக் கொண்டது.

எடைக்கு எடையாக ஒப்பிடும்போது, இது காப்பரைக் காட்டிலும் நல்ல மின் கடத்தி.

வேதியப் பண்புகள் : அலுமினியம் ஒரு அதிக எதிர்மின் தன்மை பெற்றத் தனிமம். அதிக வீரியமுடையது. மேலும் சிறந்த ஒடுக்கியாகப் பயன்படுகிறது.

ஆக்ஸிஜனுடனும் காற்றில் மெதுவாக வினைபட்டு உலோகத்தின் மேற்பரப்பில் ஒரு காப்புப் படலத்தை (protective layer) உண்டாக்குகிறது. இது மேலும் காற்றினால் பாதிக்கப்படாவண்ணம் தடுக்கிறது. செஞ்சூட்டு வெப்பநிலையில் ஆக்ஸிஜனுடன் ஒளியுடன் எரிகிறது.

$$2Al + \frac{3}{2}O_2 \longrightarrow Al_2O_3 + 399$$ கி.கலோரிகள்

இது ஒரு வெப்பம் வெளிவிடு (exothermic reaction) வினையாகும். அலுமினியத்தின் இந்த ஆக்ஸிஜன் கவர்ச்சியைப் பயன்படுத்தி, பல உலோக ஆக்ஸைடுகள் உலோக நிலைக்கு ஒடுக்கப்படுகின்றன. இவ்வினைகளில் வெப்பம் வெளியிடப்படுகிறது. இவ்வினையை கோல்ட்ஸ்மித் தெர்மைட் முறை (Goldschmidt thermite process) என்பர். அலுமினியத்தைக் கொண்டு Fe_2O_3, Cr_2O_3, MnO_2 ஆகியவை உலோக நிலைக்கு ஒடுக்கப்படுகின்றன.

$$2Al + Fe_2O_3 \longrightarrow 2Fe + Al_2O_3$$

நைட்ரஜனுடனும், ஹாலஜன்களுடனும் சூடாக்கும் பொழுது வினை நிகழும்.

$$2Al + N_2 \longrightarrow 2AlN$$

$$2Al + 3Cl_2 \longrightarrow 2AlCl_3$$

தூய அலுமினியம் நீருடன் வினைப்படுவதில்லை. ஆனால் உப்பு கரைந்துள்ள நீர் (சான்று : கடல்நீர்) இந்த உலோகத்துடன் வினைபட்டு, ஹைடிரஜனை வெளியேற்றுகிறது. இக்காரணம் கொண்டேதான், அலுமினியப் பாத்திரங்கள் அரிமானத்திற்கு உட்படுகின்றன.

$$2Al + 6H_2O \longrightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2$$

நீர்த்த ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலம் ஹைடிரஜனை வெளியேற்றுகிறது. நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் இவ்வுலோகத்

துடன் வினைப்படுவதில்லை. அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம், சல்ஃபர் டை-ஆக்ஸைடை வெளிப்படுத்துகிறது.

$$2Al + 6H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3SO_2 \uparrow + 6H_2O$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலம், அலுமினியத்துடன் சேர்க்கப் படும்போது உலோகத்தின் மேற்பரப்பில் அதன் ஆக்ஸைடு படலம் உண்டாகி மேற்கொண்டு வினை நிகழ்வதைத் தடுக் கிறது. இதை உலோகம் செயலறு நிலையை (passive) அடை கிறது என்கிறோம். அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் அயர்னும் செயலறு நிலையை அடைகிறது.

காரங்களுடனும், அலுமினியம் வினைபட்டு, ஹைடிரஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$2Al + 2NaOH + 2H_2O \longrightarrow 2NaAlO_2 + 3H_2 \uparrow$$

பயன்கள் : பெயின்டுகள் தயாரிக்கவும், குரோமியம், அயர்ன் ஆகியவற்றை அவற்றின் ஆக்ஸைடுகளிலிருந்து பிரித் தெடுக்கவும், சிகரெட் போன்றவைகளை அடைக்கத் தேவைப் படும் மெல்லிய உலோகத் தகடுகள் தயாரிக்கவும், சமையல் பாத்திரங்கள், மின்சாரத்தைத் தாங்கிச்செல்லும் கம்பிகள், தீப்பற்றவைக்கும் பாம்கள், டைனமோ ஆகியவை தயாரிக்க வும் இவ் வுலோகம் பயன்படுகிறது. எல்லாவற்றிற்கும் மேலாக அலுமினிய உலோகக் கலவைகள் பல வழிகளில் பயன்படுகின்றன. அலுமினியத்தின் சில முக்கிய உலோகக் கலவைகளும், அவற்றின் பயன்களும் கீழே தரப்பட்டுள்ளன.

1. **மக்னேலியம் (Magnalium) :** இது 5—30% மக்னீசி யத்தையும், 95—70% Al-ஐயும் கொண்டுள்ளது. இதை எளி தில் பளபளப்பாக்க (polish) முடியும். தராசுகள், மோட்டார் கார் பாகங்கள், விமானங்கள் செய்ய இது பயன்படுகிறது.

2. **அலுமினியம் வெண்கலம் (Aluminium bronze) :** காப்பருடன் 5—12% அலுமினியத்தைச் சேர்த்து இக்கலவை தயாரிக்கப்படுகிறது. இது தங்கம் போன்ற பொலிவைப் பெற்றது. எளிதில் அரிக்கப்படுவதில்லை. வெண்கலத்தைக் காட்டிலும் வலுவானது. சமையல் பாத்திரங்கள், போட்டோ சட்டங்கள், நாணயங்கள், நகைகள் ஆகியவை இவ்வுலோகக் கலவையால் தயாரிக்கப்படுகின்றன,

3. ட்யூரலுமின் மற்றும் y-கலவை (Duralumin and y-alloy) : இவற்றின் இயைபுகள் கீழே தரப்பட்டுள்ளன.

ட்யூரலுமின்—Al—95%; Cu—4%; Mg—0·5%; Mn—0·5%
y-கலவை—Al—92·5%; Cu—4%; Mg—1·5%; Mn—2%

இக்கலவைகள் எளிதில் அரிக்கப்படுவதில்லை; லேசானவை; மேலும் கடினமானவை. கம்பியாக இழுக்க முடியும். இவ்வுலோகக் கலவைகள் விமானப் பாகங்கள் செய்யப்படுகின்றன.

4. அல்க்லாட் (Alclad) : மேற்பரப்பில் அலுமினியம் உலோகப் படலத்தைப் பெற்ற ட்யூரலுமின் அல்க்லாட் என்னும் உலோகக் கலவையாகும். இது கடல் நீரினால் சிறிதும் பாதிக்கப்படுவதில்லை.

அலுமினியத்தின் சேர்மங்கள் (Compounds of Aluminium)

அலுமினா அல்லது அலுமினியம் ட்ரையாக்ஸைடு (Al_2O_3) : இது பூமியில் பல வடிவங்களில் கிடைப்பதையும், அது தூய்மையாகப் பிரித்தெடுக்கப்படும் முறைகள் பற்றியும் முன்பே பார்த்தோம். அலுமினியம் ஆக்ஸைடை மின் உலைகளில் 3000°Cக்குச் சூடேற்றினால் கடினத் தன்மை பெற்ற Al_2O_3 பெறப்படுகிறது. செயற்கை முறையில் பல ஆபரணக் கற்களைத் தயாரிக்க இது பயன்படுகிறது. சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைந்து அலுமினியம் சல்ஃபேட்டைத் தருகிறது.

நீரற்ற Al_2O_3 இரு வடிவங்களில் கிடைக்கிறது. அவை α-Al_2O_3 மற்றும் γ-Al_2O_3 ஆகும். அதிக வெப்பநிலையில் α-Al_2O_3 நிலைப்புத் தன்மை பெற்றது. γ-Al_2O_3-யை 1000°Cக்கு மேல்சூடுசெய்தால், α-Al_2O_3கிடைக்கிறது. அலுமினியம் ஹைடிராக்ஸைடை 450°Cக்குக் கீழ் சூடு செய்து பெறப்படுவது γ-Al_2O_3 ஆகும். இயற்கையில் கிடைக்கும் தாது கொரன்டம் α-Al_2O_3 ஆகும். α-Al_2O_3 கடினத் தன்மையில் சிலிக்கன் கார்பைடுக்கு அடுத்தபடியாக உள்ளதால், இது மெருகிடும் பட்டைச் சீலைகளைச் (abrasive) செய்யவும், பல வண்ணம் கொண்ட ஆபரணக் கற்களைத் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

γ-Al_2O_3 எளிதில் அமிலங்களில் கரைகிறது. நீர் மூலக்கூறுகளை எளிதில் ஏற்று, நீரேறிய ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

அலுமினியம் ஹைடிராக்ஸைடு [$Al(OH)_3$] : அலுமினியம் உப்புக் கரைசலுடன் அம்மோனியாக் கரைசலையோ, சோடியம் கார்பனேட்டு அல்லது சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு கரைசலையோ சேர்த்தால், அலுமினியம் ஹைடிராக்ஸைடு வீழ்படிவாகிறது. (அதிக அளவு NaOH-ஐச் சேர்த்தால், இந்த வீழ்படிவு கரைகிறது.)

$$Al_2(SO_4)_3 + 6NH_4OH \longrightarrow 2Al(OH)_3 + 3(NH_4)_2SO_4$$

இந்த அலுமினியம் ஹைடிராக்ஸைடின் சரியான அமைப்பு AlO(OH) எனக் கருதப்படுகிறது. $Al(OH)_3$ என்னும் அமைப்பைப் பெற்ற சேர்மம் அலுமினேட்டின் காரக் கரைசலினூடே கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடைச் செலுத்துவதன் மூலமே கிடைக்கிறது.

இது ஈரியல்பைப் பெற்றது; அமிலங்களில் கரைகிறது. ஆனால், நேரம் செல்லச் செல்ல இதன் அமைப்பு $Al_2O_3.NH_2O$ ஆக மாறுவதால், இது அமிலத்தில் கரைவதில்லை. இச்சேர்மம் அமிலத்துடனும், காரத்துடனும் உப்பைக் கொடுக்கிறது.

$$Al_2(SO_4)_3 + 6NH_4OH \longrightarrow 2Al(OH)_3 + 3(NH_4)_2SO_4$$

$$Al(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow AlCl_3 + 3H_2O$$

$$Al(OH)_3 + NaOH \longrightarrow NaAlO_2 + 2H_2O$$

இச்சேர்மம் துணிகளுக்குச் சாயமேற்றும்போது நிறம் நிறுத்தியாகவும், துணிகளுக்கு நீரில் நனையாத் தன்மையைக் கொடுக்கவும், காகிதங்களுக்கு மை ஊறுமல் இருக்கும் தன்மையைக் கொடுக்கவும், கலங்கிய நீரைத் தெளிய வைக்கவும் பயன்படுகிறது.

அலுமினியம் ஃபுளூரைடு (AlF_3) : அலுமினியம் அல்லது அலுமினியம் ஹைடிராக்ஸைடை ஹைடிரோஃபுளூரிக் அமிலத்தில் கரைப்பதனுல் இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது. சோடியம் ஃபுளூரைடு அலுமினியம் சல்ஃபேட்டுடன் சூடுபடுத்தப்படும் போதும் இச் சேர்மம் கிடைக்கிறது.

அலுமினியம் ஃபுளூரைடு நீரில் கரைவதில்லை. சோடியம் ஃபுளூரைடுடன் இரட்டை ஃபுளூரைடைக் ($3NaF.AlF_3$) கொடுக்

கிறது. Al^{3+} அயனி அதிக மின்னேற்றச் செறிவைப் பெற்றுள்ளதாலும், F^- அயனி மிகக் குறைந்த அயனிப் பருமனைப் பெற்றுள்ளதாலும் $[AlF_6]^{3-}$ அயனியைக் கொடுக்கிறது. இது பனிக்கட்டி போன்ற 1000°Cல் உருகும் படிக வடிவுடைய திண்மம்.

அலுமினியத்தை அதன் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கவும், எனுமல் செய்யவும், கண்ணாடிக்கு பால் போன்ற நிறத்தைக் கொடுக்கவும் இச் சேர்மம் பயன்படுகிறது.

அலுமினியம் குளோரைடு ($AlCl_3$)**:** நீரற்ற குளோரைடையும் ($AlCl_3$) நீரேறிய குளோரைடையும் ($AlCl_3.6H_2O$) கீழ்க்காணும் முறைகளில் தயாரிக்கலாம் சூடான அலுமினியமோ, அலுமினாவும் (Al_2O_3) கரியும் சேர்ந்த கலவையோ சூடான நிலையில் குளோரினுடன் வினைப்படும்போது, நீரற்ற அலுமினியம் குளோரைடு கிடைக்கிறது.

$$2Al + 3Cl_2 \longrightarrow 2AlCl_3$$

$$Al_2O_3 + 3Cl_2 + 3C \longrightarrow 2AlCl_3 + 3CO \uparrow$$

$AlCl_3$ பதங்கமாகி வெளிவரும். இதைக் குளிரவைதது சேகரிக்கின்றனர்.

அலுமினியம் உலோகத்தையோ, அலுமினாவையோ ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்து பின் கரைசலை அடர்ப்பிப்பதனால் நீரேறிய $AlCl_3.6H_2O$ கிடைக்கிறது. இதை வெப்பப்படுத்துவதனால் நீரற்ற குளோரைடு கிடைப்பதில்லை. மாறாக நீராற் பகுக்கப்பட்டு ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$AlCl_3 + 3H_2O \rightleftharpoons Al(OH)_3 + 3HCl$$

$$2Al(OH)_3 \longrightarrow Al_2O_3 + 3H_2O$$

அலுமினியம் குளோரைடு நிறமற்ற சேர்மம். நீர்க்கும் தன்மை பெற்றது. 200°C-ல் பதங்கமாகிறது. அதிக அழுத்தத்தில் 183°C–ல் உருகுகிறது. இதன் மூலக்கூறு வாய்பாடு Al_2Cl_6 என அறியப்பட்டுள்ளது. அதிக வெப்பநிலைகளில் $AlCl_3$-ஆகச் சிதைகிறது.

இது ஒரு சகப்பிணைப்புச் சேர்மம். எனவே, எளிதில் ஆவியாகிறது. உருகிய நிலையில் மின்சாரத்தைக் கடத்துவதில்லை.

கரிமக் கரைப்பான்களாகிய பென்சீன், கார்பன்-டை-சல்ஃபைடு ஆகியவற்றில் கரைகிறது. நீராற் பகுக்கப்படுகிறது.

இது ஒரு லூயி அமிலமாகச் (Lewis acid) செயல் படுவதால், எஸ்டர்கள், ஈத்தர்கள், அமில குளோரைடுகள், ஆல்கைல் குளோரைடுகள் ஆகியவற்றுடன் கூட்டுச் சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது. எனவே, பிரீடில்-க்ராஃப்ட்ஸ் (Friedel-Crafts reaction) வினைபோன்ற கரிம வினைகளில் வினை வேகமாற்றியாகச் செயல்படுகிறது.

இது அம்மோனியா, பாஸ்ஃபீன் போன்ற சேர்மங்களுடனும் கூட்டுச் சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது.

இச் சேர்மம் சாயப் பொருள், வாசனைப் பொருள்கள் ஆகியவை தயாரிக்கவும், பெட்ரோல் உற்பத்தித் தொழிலில் வினைவேகமாற்றியாகவும் செயல்படுகிறது.

அலுமினியம் சல்ஃபேட்டு [$Al_2(SO_4)_3$]: அலுமினாவை சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைத்து கரைசலை அடர்ப்பிப்பதனால் இச் சேர்மம் கிடைக்கிறது.

$$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$$

கேயோலின் (kaolin) தாதுவை வறுத்து, பின் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைப்பதனாலும், இச் சேர்மத்தை அடையலாம்.

$$\underset{\text{சீனக்களிமண் (China clay)}}{Al_2O_3.2SiO_2.2H_2O} + 3H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 2SiO_2 + 5H_2O$$

கரையா SiO_2 வடிகட்டிப் பிரித்தெடுக்கப்பட்டு, பின் கரைசல் அடர்ப்பிக்கப்படுகிறது. இம்முறைகளில் நீரேறிய சல்ஃபேட் [$Al_2(SO_4)_3.18H_2O$] கிடைக்கிறது.

இது வெண்ணிறப் படிகம். நீராற் பகுக்கப்படுவதால் இதன் நீர்க் கரைசல் அமிலப் பண்பைப் பெற்றுள்ளது.

$$Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O \rightleftharpoons 2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4$$

வெப்பப்படுத்தும்போது முதலில் நீரை இழக்கிறது. பின் சிதைவடைந்து ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$Al_2(SO_4)_3.18H_2O \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 18H_2O$$

$$Al_2(SO_4)_3 \longrightarrow Al_2O_3 + 3SO_3$$

இச்சேர்மம் தீயணைக்கும் கருவிகளிலும் (foamite fire extinguishers), நீரைத் தூய்மைப்படுத்தவும், சாயத் தொழிலில் நிறம் நிறுத்தியாகவும் (mordant), ஆலங்கள் (alums) தயாரிக்கவும், தோல் பதனிடும் தொழிலிலும் பயன்படுகிறது.

ஆலங்கள் (Alums) : பொட்டாசியம் சல்ஃபேட் மற்றும் அலுமினியம் சல்ஃபேட்டுக் கலவையை நீரில் கரைத்து, பின் கரைசலை அடர்ப்பிக்கும்போது, இரட்டை சல்ஃபேட்டு உப்பு கிடைக்கிறது. இதன் சரியான வாய்பாடு : $KAl(SO_4)_2.12H_2O$. இருப்பினும் $K_2SO_4.Al_2(SO_4)_3.24H_2O$ என்றும் குறிக்கப் படுகிறது. இதே மூலக்கூறு வாய்பாட்டைப் பெற்றுள்ள எல்லா இரட்டை சல்ஃபேட் உப்புகளும் 'ஆலங்கள்' எனப்படுகின்றன. சான்றாக மேலே குறிப்பிட்ட வாய்பாட்டில் K-க்கு பதிலாக வேறு ஓரிணை திறன் தனிமங்களை (சான்று : Na,NH_4) பதிலீடு செய்யலாம். இதுபோலவே அலுமினியத்திற்குப் பதிலாக, மூவிணை திறன் பெற்ற மூலங்களை (Fe^{3+}, Cr^{3+}) பதிலீடு செய்யலாம். எனவே, ஆலங்களின் பொது வாய்பாட்டை பின்வருமாறு எழுதலாம் :

$$XY(SO_4)_2.12H_2O \text{ அல்லது } X_2SO_4.Y_2(SO_4)_3.24H_2O$$

$$X = K^+, NH_4^+, Rb^+$$

$$Y = Al^{3+}, Fe^{3+}, Cr^{3+}$$

இதன் நீரேறிய அமைப்பு கீழ்க்காணுமாறும் காட்டப்படுகிறது.

$$[X(H_2O)_6]^+ [Y(H_2O)_6]^{3+}.2SO_4^-$$

ஒவ்வொரு நேர் அயனியையும் சுற்றி ஆறு நீர் மூலக்கூறுகள் உள. லித்தியம் அயனி Li^+ மிகச் சிறிய பருமனைப் பெற்றுள்ளதால், அதைச் சுற்றி ஆறு நீர் மூலக்கூறுகள் இருப்பது இயலாததாகையால், லித்தியம் தனிமம் ஆலங்களைக் கொடுப்பதில்லை.

சாதாரணமாக 'ஆலம்' என்றால் பொட்டாசியம் ஆலத்தைக் $[K_2SO_4.Al_2(SO_4)_3.24H_2O]$ குறிக்கிறது. இது கீழ்க்காணும் வழிகளில் தயாரிக்கப்படுகிறது.

1. ஆலம் ஸ்டோன் அல்லது அலுனைட் $[K_2SO_4.Al_2(SO_4)_3.4Al(OH)_3]$ என்னும் தாது வறுக்கப்பட்டு பின்

அதனுடன் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்க்கப்படுகிறது. இக்கரைசலுடன் கணக்கிடப்பட்ட அளவு பொட்டாசியம் சல்ஃபேட் கரைக்கப்பட்டு, பின் கரைசல் அடர்ப்பிக்கப்படும்போது 'ஆலம்' கிடைக்கிறது.

$$K_2SO_4.Al_2(SO_4)_3.4Al(OH)_3 + 6H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 3Al_2(SO_4)_3 + 12H_2O$$

$$K_2SO_4 + Al_2(SO_4)_3 + 24H_2O \longrightarrow K_2SO_4.Al_2(SO_4)_3.24H_2O$$

2. மூலக்கூறு எடை விகிதத்தில் பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டையும், அலுமினியம் சல்ஃபேட்டையும் கொதி நீரில் கரைத்து கரைசலை அடர்ப்பிக்கும்போது 'ஆலம்' படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது.

இச்சேர்மம் சாயத் தொழிற்சாலைகளிலும், தோலைப் பதனிடவும், நீரைத் தூய்மைப் படுத்தவும், மருத்துவத் துறையிலும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

அலுமினியம் சிலிக்கேட்டுகள்: அலுமினியத்தின் சிலிக்கேட்டுகள் பல வடிவங்களில் பூமியில் அதிக அளவில் காணப்படுகின்றன. மைக்கா, ஃபெல்ஸ்பார், ஜியோலைட் (zeolite) போன்றவை இயற்கையில் காணப்படும் சிலிக்கேட்டுகளாகும். பாறைகளிலிருந்து இவை பெயர்க்கப்பட்டு மழை நீரினால் அடித்துக்கொண்டு வருவதால், பூமியில் வெண் களிமண் கிடைக்கிறது. இதுவே கேயோலின் எனப்படுகிறது. இத்துடன் சோடியம் கார்பனேட்டு, சல்ஃபர், ரெசின் ஆகியவற்றைச் சேர்த்து சூடுபடுத்திக் கிடைப்பதே சலவை நீலம் (washing blue) ஆகும்.

மைக்கா என்பது மற்றொரு முக்கிய அலுமினியம் சிலிக்கேட்டாகும். இதன் வாய்பாடு $KH_2Al_3(SiO_4)_3$. மிக அதிக அளவு மைக்கா இந்தியாவில் கிடைக்கிறது. இது ஒரு அரிதிற் கடத்தியாதலின், பல மின் சாதனங்களில் கைப்பிடி பாகங்கள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

இவைகள் பற்றி வேறு அத்தியாயத்தில் விரிவாகச் சொல்லப்பட்டிருக்கிறது.

பண்பறி பகுப்பு: 1. கரிக்குழிச் சோதனையில் அலுமினியம் உப்புகளுடன் சோடியம் கார்பனேட்டை வெப்பப்படுத்தி, பின்

உருகாத வெண்ணிறப் படிவுடன் (Al_2O_3) கோபால்ட் நைட்ரேட் கரைசலைச் சேர்த்து சூடேற்றினுல் நீல நிறப் (Thenards' blue) படிவு கிடைக்கும். இது கோபால்ட் மெட்டா அலுமினேட் ஆகும்.

$$2Al_2O_3 + 2Co(NO_3)_2 \longrightarrow 2Co(AlO_2)_2 + 4NO_2 + O_2$$

2. அலுமினியம் உப்புக் கரைசலுடன் அம்மோனியாவைச் சேர்க்கும்போது, கோழை போன்ற வெண்மையான $Al(OH)_3$ வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. இது சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு கரைசலில் கரைகிறது.

3. அலுமினியம் உப்பின் அமிலக் கரைசலுடன், சிறிது லிட்மஸ் கரைசலையும், பின் அதிக அளவு NH_4OH-ஐயும் சேர்த்தால் நீல நிற வீழ்படிவு கரைசலின் மேல் மிதக்கும். இது லேக் வினை (lake test) எனப்படுகிறது.

எடையறி பகுப்பு : அலுமினியம் உப்புக் கரைசலிலிருந்து, அலுமினியம் ஹைடிராக்ஸைடு வீழ்படிவாக்கப்படுகிறது. இது வடிகட்டப்பட்டு, சூடேற்றி, Al_2O_3 ஆக மாற்றப்பட்டு பின் அதன் எடை காணப்படுகிறது.

லாந்தனம் (Lanthanum)

ஸ்காண்டியம், யிட்ரியம், லாந்தனம் மற்றும் ஆக்டினியம் ஆகியவை தனிம அட்டவணையில் IIIB தொகுதியில் சேர்க்கப் பட்டுள்ளன. இவைகளின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

தனிமம்	குறியீடு	அணு எண்	எலெக்ட்ரான் அமைப்பு
ஸ்காண்டியம்	Sc	21	2, 8, 9, 2
யிட்ரியம்	Y	39	2, 8, 18, 9, 2
லாந்தனம்	La	57	2, 8, 18, 18, 9, 2
ஆக்டினியம்	Ac	89	2, 8, 18, 32, 18, 9, 2

லாந்தனைடுகள் : லாந்தனத்தை அடுத்துவரும் 14 தனிமங்களும் லாந்தனைடுகள் அல்லது லாந்தனான்கள் (lanthanides or lanthanons) எனப்படுகின்றன. லாந்தனத்தின் எலெக்ட்

ரான் அமைப்புடன் பதினான்கு 4f எலெக்ட்ரான்கள் இந்த 14 தனிமங்களிலும் படிப்படியாகச் சேர்க்கப்படுகின்றன. லாந்தனைடு என்னும் பெயர் லாந்தனத்தையும் குறிக்கிறது. இத் தனிமங்களின் ஈற்றயல் ஷெல்லில் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை மாறுபடுவதுடன் அதற்கு முந்திய ஷெல்லிலும் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை மாறுபடும். இத் தனிமங்கள் வியக்கத்தக்க வகையில் பௌதிக, வேதியப் பண்புகளில் ஒத்துள்ளன. இத் தனிமங்கள் பொதுவாக மூவிணை திறனைக் கொண்டுள்ளன. உலோகப் பொலிவுடையவை. இவை வெப்பத்தையும், மின்சாரத்தையும் எளிதில் கடத்துகின்றன. இத்தனிமங்களின் ஹைடிராக்ஸைடுகள், கார்பனேட்டுகள், பாஸ்ஃபேட்டுகள் மற்றும் ஃபுளூரைடுகள் நீரில் கரையா. இவற்றின் ஆக்ஸைடுகள் காரப் பண்பைப் பெற்றுள்ளன.

இத் தனிமங்களுள் லாந்தனம் வேதியியலே இங்கு தரப் பட்டுள்ளது.

லாந்தனம் : இது மற்ற அருமண் உலோகங்களுடன் (rare earth metals) ஆக்ஸைடாக பூமியின் மேற்பரப்பில் பல இடங்களில் கிடைக்கிறது. அருமண் ஆக்ஸைடுகள் அவற்றின் பண்புகளைப் பொறுத்து, இரு வகைகளாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன. அவை யிட்ரியா தனிமங்கள் (yttria earth sub-group) எனவும் சீரியா தனிமங்கள் (ceria earth sub-group) எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன.

லாந்தனம் ஆக்ஸைடு, சீரியாத் தொகுதித் தனிமங்களுடன் கிடைக்கிறது. லாந்தனம் உலோகம், சீரியத்தின் (cerium) தாதுக்களான சீரைட் (cerite), ஆர்தைட் (orthite) மற்றும் மானஸைட்(monazite)டிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

உலோகவியல் : லாந்தனம் உலோகம் கீழ்க்காணும் வழிகளில் தயாரிக்கப்படுகிறது.

1. சிறிதளவு பொட்டாசியம் குளோரைடு, மற்றும் கால்சியம் ஃபுளூரைடு கலந்த லாந்தனம் குளோரைடு உருக்கப்பட்டு, உருகிய நிலையில் மின்னாற் பகுக்கப்படுகிறது. 1000°C வெப்பநிலை ஏற்படுத்தப்படுகிறது. இம்முறையில் லாந்தனம் உலோகம் எதிர்மின் முனையில் சேகரிக்கப்படுகிறது.

2. மெர்க்குரியை எதிர்மின் வாயாகக் கொண்டு, லாந்தனம் குளோரைடின் ஆல்கஹால் கரைசலை மின்பகுத்தலுக்கு

உட்படுத்தினால், எதிர்மின்வாயில் வெளியாகும் லாந்தனம், மெர்க்குரியில் கரைந்து, அமால்கத்தைக் (இரசக்கலவையை) கொடுக்கிறது. இதை கலத்திலிருந்து வெளியேற்றி மெர்க் குரியை ஆவியுறச் செய்தால், லாந்தனம் எஞ்சி நிற்கும்.

3. லாந்தனம் குளோரைடை உருகிய பொட்டாசியத் தால் ஆர்கான் உள்ள சூழலில் ஒடுக்கியும் லாந்தனம் தயா ரிக்கப்படுகிறது.

அருமண் உலோகத் தாதுக்கள் வாயு விளக்குத் திரிகள் செய்ய (gas mantle industry) தேவையான பொருள்களைத் தயா ரிக்க உபயோகப்படுத்தப்படுகின்றன. அப்பொருள்களைத் தாதுக்களிலிருந்து எடுத்தபின் எஞ்சியிருக்கும் வண்டலில் லாந்தனம் உலோகத் தாது காணப்படுகிறது. இக் கசடை மிஷ் மெடல் (misch metal) என்றும் கூறுவர்.

பௌதிகப் பண்புகள் : லாந்தனம் உலோகம் சில்வர் போன்ற வெண்ணிறத் தனிமம். காற்றில் கருமையாகிறது. ஈரக் காற்றில், லாந்தனம் ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது. இதைத் தகடாக அடிக்கவும், கம்பியாக இழுக்கவும் முடியும். இது கடினமான ஆனால் லேசான உலோகம்.

வேதியப் பண்புகள் : சூடான நிலையில் ஆக்ஸிஜனுடன் வெப்பத்தை வெளியிட்டு வினைப்படுகிறது. அலுமினியம் எரியும்போது வெளிப்படும் வெப்பத்தைவிட அதிக அளவு வெப்பம் வெளியாகிறது.

$$4La + 3O_2 \longrightarrow 2La_2O_3$$

காற்றில் சூடுபடுத்தும்போது, ஆக்ஸைடையும் நைட் ரைடையும் கொடுக்கிறது.

$$2La + N_2 \longrightarrow 2LaN$$

அலுமினியம் நைட்ரைடைப்போல், இதன் நைட்ரைடும் நீருடன் எளிதில் வினைபட்டு அம்மோனியாவைக் கொடுக்கிறது.

ஹைடிரஜனுடன் 250°C-ல் LaH_3 என்னும் கருப்பு நிற ஹைடிரைடைக் கொடுக்கிறது.

லாந்தனம் உலோகம் வேதிய வினைகளில் அலுமினியத் தைப் பெரிதும் ஒத்துள்ளது. லாந்தனத்தின் இணைதிறன் அலுமினியத்தைப் போன்று மூன்று ஆகும்.

லாந்தனத்தின் சேர்மங்கள்

லாந்தனத்தின் இணைதிறன் +3 ஆக இருப்பினும், இதன் பெரும்பாலான சேர்மங்கள் இணைதிறன் +2 பெற்ற காரமண் உலோகச் சேர்மங்களை ஒத்துள்ளன.

லாந்தனம் ஆக்ஸைடு [La_2O_3]: லாந்தனம் கார்பனேட்டையோ, ஆக்சலேட்டையோ வெப்பப்படுத்துவதால், வெண்ணிற இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது. நீருடன் வினைபட்டு, வெப்பம் வெளியிட்டு (CaO-வைப்போல) ஹைடிராக்ஸைடைக் [$La(OH)_3$] கொடுக்கிறது. ஹைடிராக்ஸைடு நீரில் கரைவதில்லை.

அலுமினியம் ஆக்ஸைடைப்போல் La_2O_3 ஈரியல்பு உடையது அல்ல. இது காரங்களுடன் வினைப்படுவதில்லை.

இச்சேர்மம் க்ரூக் கண்ணாடி (Crooke's glass) தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

லாந்தனம் ஹாலைடுகள்: லாந்தனம் உப்புக் கரைசலுடன் ஹைடிரோ ஃபுளூரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்தால் LaF_3 வீழ்படிவாகிறது. இது நீர்த்த அமிலங்களில் கரையாது.

La_2O_3யுடன் கார்பனைக் கலந்து குளோரினுடன் சூடு செய்தால் நீரற்ற $LaCl_3$ கிடைக்கும். இது நீர்க்கும் தன்மையது. நீரில் எளிதில் கரைகிறது. எளிதில் நீராற் பகுக்கப்படுவதில்லை.

லாந்தனம் நைட்ரேட் [$La(NO_3)_3$]: லாந்தனம் ஆக்ஸைடு நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் கரைக்கப்பட்டுக் கரைசல் அடர்ப்பிக்கப்படும்போது, ஹெக்சாஹைட்ரேட்டாக [$La(NO_3)_3.6H_2O$] இச்சேர்மம் கிடைக்கிறது. இது அம்மோனியம் நைட்ரேட்டுடன் இரட்டை நைட்ரேட் உப்பைக் [$La(NO_3)_3.2NH_4NO_3.4H_2O$] கொடுக்கிறது. இதைப் பயன்படுத்திப் பின்னப் படிகமாக்கல் முறைப்படி லாந்தனத்தைத் தூய்மைப்படுத்துகின்றனர்.

லாந்தனம் சல்ஃபேட் [$La_2(SO_4)_3$]: லாந்தனம் உப்புக் கரைசலுடன் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்து இதைப் பெறலாம். நீரற்ற உப்பு நீரை உறிஞ்சும் தன்மையுடையது. நீரில் எளிதில் கரைகிறது. இது பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டுக்

கரைசலுடன் இரட்டை சல்ஃபேட்டு உப்பைக் [$La_2(SO_4)_3 \cdot 3K_2SO_4$] கொடுக்கிறது.

லாந்தனம் ஆக்சலேட்டு [$La_2(C_2O_4)_3 \cdot 10H_2O$]: லாந்தனம் உப்புக் கரைசலுடன் ஆக்சாலிக் அமிலத்தைச் சேர்த்து இச்சேர்மத்தைப் பெறலாம். இது நீரிலும் அம்மோனியம் ஆக்சலேட்டுக் கரைசலிலும் கரைவதில்லை. ஆனால் நீர்த்த அமிலங்களில் கரைகிறது.

லாந்தனம் கார்பனேட் [$La_2(CO_3)_3$]: சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலை லாந்தனம் உப்புக் கரைசலுடன் சேர்க்கும் போது இச் சேர்மம் கிடைக்கிறது. இது அம்மோனியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலில் கரைந்து லாந்தனம் அம்மோனியம் கார்பனேட்டைத் தருகிறது.

வினாக்கள்

1. போரன் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? (a) போரிக் அமிலம், (b) போராக்ஸ், (c) பொட்டாசியம் போரோ ஃபுளூரைடு ஆகியன போரனிலிருந்து எவ்வாறு பெறப்படுகின்றன? இச் சேர்மங்களின் பண்புகளையும் பயன்களையும் பற்றிக் குறிப்பெழுதுக.

2. போரனின் குணங்களை C, Si, Al ஆகியவற்றின் குணங்களுடன் விரிவாக ஒப்பிட்டு விளக்குக.

3. போரன் கார்பனை எவ்விதத்தில் ஒத்துள்ளது? எவ்விதத்தில் வேறுபட்டுள்ளது?

4. சிறு குறிப்பு எழுதுக. (a) போரன் ஹைடிரைடுகள்; (b) டைபோரனின் அமைப்பு, (c) போரன் டிரைஃபுளூரைடு; (d) சோடியம் போரோ ஹைடிரைடு.

5. போரக்ஸிலிருந்து (a) போரன் நைட்ரைடு, (b) போரன் டிரைஆக்ஸைடு, (c) போரன் டிரைகுளோரைடு ஆகியவற்றை உன்னால் பெற முடியுமா?

6. போராக்ஸ்-மெட் சோதனையின் வேதியியலை விவரி.

7. போராக்ஸின் தாது ஒன்றைக் குறிப்பிட்டு, இது எவ்வாறு அத்தாதுவிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது என்பதைப் பற்றி எழுதுக.

8. தூய்மையாக்கப்பட்ட பாக்ஸைட்டிலிருந்து அலுமினியம் எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது? அலுமினியத்தின் உலோகக் கலவைகளைப் பற்றிக் குறிப்பு எழுதுக. அலுமினியம் உலோகத்திலிருந்து கீழ்க்காணும் பொருள்கள் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகின்றன? (a) அலுமினியம் குளோரைடு நீரிலி; (b) பொட்டாசியம் அலுமினியம் ஆலம்; (c) அலுமினியம் ஆக்ஸைடு.

9. ஆலங்கள் என்பன யாவை? எடுத்துக்காட்டுகள் தருக. வணிக முறையில் பேரளவில் எவ்வாறு பொட்டாசியம் அலுமினியம் ஆலம் தயாரிக்கப்படுகிறது?

10. லாந்தனைடுகள் என்றால் என்ன? லாந்தனத்தைப் பற்றி சிறு குறிப்பு வரைக.

17. தொழில்முறை வேதியியல்—I

கண்ணாடி (Glass)

இறுகலான திட்டவட்டமான அமைப்பற்ற நீரில் கரையாத உலோக ஆக்ஸைடுகளின் சிலிக்கேட்டு கலவைகொண்ட திண்மக் கரைசலைக் கண்ணாடி என்பர். இது படிக வடிவற்ற, உறுதியான, எளிதில் உடையும் தன்மையுள்ள பொருள். கண்ணாடியை மிகக் குளிர்வடைந்த நீர்மம் (super-cooled liquid) எனலாம். இது பெரும்பாலும் ஒளி கடத்தும் தன்மையுடையது. சில வகைகள் ஒளியை ஓரளவாகவோ முற்றிலுமோ தடைசெய்யும் தன்மை கொண்டதாகவும் இருக்கும்.

கண்ணாடி செய்ய நான்கு வகைப் பொருள்கள் தேவையாய் உள்ளன:

(a) **அமில ஆக்ஸைடுகள்:** SiO_2, B_2O_3, P_2O_5, As_2O_3 போன்றவை.

(b) **கார ஆக்ஸைடுகள்:** Li_2O, Na_2O, K_2O; இவைகள் இளக்கிகளாகப் பயன்படுகின்றன. பெரும்பாலும் உலோக கார்பனேட்டுகளையே உபயோகிப்பர். வினை நிகழும்போது CO_2 வெளிச் சென்று உலோக ஆக்ஸைடுகள் எஞ்சி இருக்கின்றன.

(c) **உப்பு மூல அல்லது உலோக ஆக்ஸைடுகள்:** CaO, BaO, PbO, ZnO, TiO_2 போன்றவை.

(d) **துணைப் பொருள்கள்:** As_2O_3 பொருள்களைச் சுத்தி செய்யவும், U, Cr, Se, Au, Cu, V, Co ஆக்ஸைடுகளை கண்ணாடிக்கு நிறம் கொடுப்பதற்காகவும், Mn, Se, CO, Ni ஆக்

ஸைடுகள் கண்ணாடியில் உள்ள விரும்பத்தகாத நிறங்களை நீக்கவும் சேர்ப்பார்கள்.

சாதாரண வகை மலிவான புட்டிகளைத் தயாரிக்க உதவும் கண்ணாடி சோடா லைம் சிலிக்கேட்டால் ஆனது. ஏனெனில் சோடாக் காரம் என்ற சோடியம் கார்பனேட்டையும் சுண்ணாம்புக் கல்லையும் மணலுடன் சேர்ந்து உருக்கி இதைத் (soda lime silicate, Na_2O, CaO, $6SiO_2$) தயாரிக்கலாம்.

மேலே கூறிய நால்வகைப் பொருள்களைச் சரியான விகிதத்தில் கலந்து பெற்ற கலவையை உலையில் இட்டு உருக்குவர். உருகிய கண்ணாடியை ஏற்ற வெப்பநிலையில் உள்ளபோதே, தேவையான வடிவுள்ள பொருள்களாக ஆக்கிவிட வேண்டும்.

பலவகைக் கண்ணாடி வகைகள் தேவைக்கேற்ப தயாரிக்கப் படுகின்றன.

(a) மெதுவான கண்ணாடி புட்டிகள், குழாய்கள், படக் கண்ணாடி முதலியன செய்ய உதவுகிறது. இது சோடா லைம் சிலிக்கேட்டால் ஆனது; (b) கடினவகைக் கண்ணாடி (hard glass) சோதனைக் கூடத்தில் பயன்படும் கண்ணாடிச் சாதனங்கள் செய்யப் பயன்படும். பொட்டாசியம் கால்சியம் சிலிக்கேட்டால் அமைந்தது இவ்வகைக் கண்ணாடி; (c) அதிக தட்ப வெப்ப முறைகளைத் தாங்கி எளிதில் உடையாதது பைரக்ஸ் (pyrex) வகை. இதில் 80% SiO_2, B_2O_3 போன்ற ஆக்ஸைடுகள் உள்ளன. இதை போரோசிலிக்கேட்டு கண்ணாடி என்பர்; (d) பொட்டாசியம் மற்றும் லெட் சிலிக்கேட்டுகளால் ஆனது ஃபிளின்ட் (flint) கண்ணாடி. இவ்வகை மூக்குக் கண்ணாடி, ஒளியியலில் பயன்படும் லென்ஸ்கள் முதலியவை செய்யப் பயன்படுகிறது.

வெகு தூரத்தில் உள்ள கோள்களைக் காண உதவும் தொலைநோக்கிகளிலிருந்து நுண்ணுயிர்களைக் காண உதவும் உருப்பெருக்கிகள்வரை தயாரிக்க கண்ணாடி பயன்படுகிறது. பல நூறுவகைக் கண்ணாடிகள் பலதிறப்பட்ட பண்புகளைப் பெற்றிருப்பதால் பல நூறு துறைகளில் பயன்படுகிறது. கண்ணாடியில்லாத இன்றைய நாகரிகத்தை மனக் கண்ணால் கற்பனை செய்துகூட பார்க்க இயலாத அளவிற்குக் கண்ணாடி

இன்றியமையாத பொருளாக உள்ளது. இந்தியாவில் பல இடங்களில் கண்ணாடித் தொழிற்சாலைகள் உள்ளன.

பீங்கான் (Porcelain)

கற்சட்டி, மண் பாண்டம் போன்றவற்றிற்கு இல்லாத சிறப்புப் பண்புகள் பீங்கான் பாண்டங்களுக்கு உண்டு— பன்னிறங்களில் தயாரிக்கலாம்; கடினமானது; வெப்பம் தாங்க வல்லது; அமிலம், காரம் போன்ற பொருள்களால் எளிதில் அரிமானத்திற்கு உட்படாதது; திடீர் வெப்ப மாற்றங்களால் பாதிக்கப்படாமல் இருக்கிறது; மின் கடத்தாப் பொருளாக (dielectric) உள்ளதால் மின்சார வேலைகளில் காப்பானுகப் (insulator) பயன்படுகிறது; அழகாகவும் மலிவாகவும் உள்ளது.

கயோலின் என்ற சீனக் களிமண் (51%), ஃபெல்ஸ்பார் என்ற அலுமினிய சிலிக்கேட்டு (felspar, 30%), மற்றும் படிகக்கல் (quartz) ஆகியவற்றை நன்கு நீர்விட்டு நுண்மையாக அரைத்து, பாண்டங்களாக வடிவு கொடுத்து உலர்த்தி பின்னர் பெரிய சூளைகளில் வைத்துச் சுடுவார்கள். ஓரளவு சுட்ட பின்னர் மெருகூட்டும் (glazing) கரைசலில் மூழ்கவைத்து எடுத்து, பீங்கான் பாண்டங்களை வேறு சூளையில் இட்டு நன்கு சுடுவர். சூளையிலிருந்து வெளிவரும் பாண்டம் பளபளப்பாக மெருகூட்டப் பெற்றிருக்கும்.

பயன்கள் : மின்சாரத் துறையில் பீங்கானல் செய்த பொருள்கள் (ஸ்விச்சு, மின்னல் தடுக்கி) மின்கடத்தாப் பொருள்களாகப் பயன்படுகிறது. குளிக்கும் தொட்டி, மூகம், கை கழுவும் தொட்டி, கக்குசு தொட்டி முதலியன செய்ய பீங்கான் பெரிதும் பயன்படுகிறது. சோதனைக் கூடங்களில் பயன்படும் எரி படகு (combustion boat), மூசை (crucible) முதலியன செய்யவும் பீங்கான் பயன்படுகிறது.

சலவை நீலம் (Washing blue)

இந் நீல நிறத் தூள் வெள்ளைத் துணிகளை சலவை செய்யும் போது பயன்படுத்தப்படுகிறது. வெள்ளைத் துணிகளிலுள்ள அழுக்கு மற்றும் காவி (பழுப்பு) நிறத்தை மறைத்து, காண்பதற்கு அழகாகத் தோன்றும்படி இந் நீலத்தூள் (ultramarine) செய்கிறது. இதைக் காகிதம், சர்க்கரை, ஸ்டார்ச் முதலியவை

களில் உள்ள மஞ்சள் மற்றும் பழுப்பு நிறங்களை மறைக்கவும், எண்ணெய் பூச்சுகள் (paints), இங்குகள் (inks) முதலியன செய்யவும் அல்ட்ராமெரீன் பயன்படுகிறது.

தயாரிப்பு : கயோலின் அல்லது வெண் களிமண், சோடியம் சல்ஃபேட்டு (அல்லது சோடியம் கார்பனேட்டு), சல்ஃபர், மரக் கரித்தூள் ஆகியவைகளை நன்கு பொடித்து, கலந்து காற்றுப் புகாத மூசைகளில் நன்கு சூடேற்றி அல்ட்ராமெரீன் என்ற சலவை நீலத் தூளைப் பெறுகிருர்கள். இது சல்ஃபர் கலந்த சோடிய அலுமினிய சிலிக்கேட் அணைவுச் சேர்மம் (complex compound) ; ($Na_5Al_6Si_6O_{24}S_2$).

சுண்ணும்புக் காரை (Mortar)

நீர்த்த சுண்ணும்பு, மணல், நீர் ஆகியவற்றைக் கலந்து கொஞ்சம் இரண்டொன்ருக அறைத்துக் கிடைக்கும் சாந்தை (paste) மார்ட்டர் அல்லது சுண்ணும்புக் காரை என்பர். இச் சாந்தைச் செங்கல்லின்மீது பூசியவுடன் நீர் படிப்படியாக நீக்கமடைந்து, சிறிது சிறிதாக நீர்த்த சுண்ணும்பு கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடை உறிஞ்சி (கால்சியம் கார்பனேட்டாக மாறி) கடினத் தன்மையடைகிறது. சாந்து கெட்டிப்படும்போது, விரிசல் அடையாமல் மணல் தடுக்கிறது.

சிமெண்ட் (Cement)

பலவகைச் சிமெண்ட்கள் உள்ளன. சாதாரணமாக பெருவாரியாக கட்டிடங்கள் கட்டும் சிமெண்ட்டைப் போர்ட்லாண்ட் (portland) சிமெண்ட் என்று அழைப்பர். கால்சியம் ஆக்ஸைடு (56—60%), சிலிக்கா (SiO_2, 20—25%), அலுமின (Al_2O_3, 5—10%) ஆகிய பொருள்களை 1400—1600°C வரை சூடேற்றினுல் சிமெண்ட் கிடைக்கிறது. ஒரு பகுதி அலுமினுவிற்கு பதிலாக இரும்பு (III) ஆக்ஸைடு உபயோகிக்கலாம். இத்துடன் சிறிதளவு (3%) ஜிப்ஸம் சேர்த்து, அறைத்துத் தூளாக்கி சிமெண்ட் பெறப்படுகிறது. ஜிப்ஸம் சிமெண்ட் இறுகிக் கெட்டிப்படும் நேரத்தை சீராக்குவதற்குப் பயன்படுகிறது.

வேதிய அமைப்பு : போர்ட்லான்ட் சிமென்டில் கால்சியம் சிலிக்கேட்டுகளும் (முக்கியமாக டைகால்சியம் சிலிக்கேட்டும்

($2CaO.SiO_2$), டிரைகால்சியம் சிலிக்கேட்டும் ($3CaO.SiO_2$), கால்சியம் அலுமினேட்டும் (முக்கியமாக டிரைகால்சியம் அலுமினேட்டும் ($3CaO.Al_2O_3$) உள்ளன.

சிமெண்ட் இறுகிக் கெட்டிப்படல் (Setting of Cement): சரளைக் கற்கள், மணல், சிமெண்ட், நீர் ஆகிய கலவையை கான்கிரீட் (concrete) என்பர். சிமெண்ட் நீருடன் கலந்து பல எளிதில் விளங்காத வேதிய வினைகள் நிகழ்கின்றன. எலெக்ட்ரான் உருப்பெருக்கிகொண்டு நோக்கும்பொழுது நீண்ட ஊசி போன்ற படிகங்கள் தெரிகின்றன. இங்ஙனம் ஏற்படும் படிகங்கள் சிமெண்ட்டிற்கு கடினத் தன்மையையும் வலிவையும் கொடுக்கின்றன. இவ்வினைகள் நிகழும்போது கால்சியம் மற்றும் அலுமினிய சிலிக்கேட்டுகள் நீரேற்றம் அடைந்து (hydration) கட்டிக் கூழாக (gel) நீர்த்த சுண்ணும்பு, சிலிசிக் அமிலம் ஆகியவற்றுடன் பிரிவடைகிறது. பின்னர் கட்டிக் கூழ் படிப் படியாக நீரை இழந்து, நீண்ட ஊசிபோன்ற படிகங்களாக மாறி சிமெண்ட்டை இறுக்கிக் கெட்டிப்படும்படி செய்கிறது.

பெருவாரியாக சிமெண்ட் தயாரிப்பு: சுண்ணும்புக் கல், சீமைச் சுண்ணும்பு (chalk), சுண்ணும்பு மணல் (marl) போன்ற ஒரு சுண்ணும்புப் (calcareous) பொருளையும், களிமண், களிமண் பாறை (shale), கற்பலகை (slate), ஊது உலைக் கசடு (blast furnace slag) போன்ற ஒரு களிமண் (argillaceous) பொருளையும் தகுந்த விகிதத்தில் தனித்தனியே பொடியாக்கி, நீருடன் கலந்து இயந்திரத்தில் இட்டு அரைக்க வேண்டும். இந்த 35—50% நீருடைய சேறு படுக்கை வாட்டத்தில் சுழலும் சூளையில் செலுத்தி 1400—1600°C வரை சிறிதளவு இளகிய நிலையை அடையும் வரையில் சூடு செய்ய வேண்டும். இவ் வெப்பநிலையில் சுண்ணும்புக் கல்லும் சிலிக்காவும் அலுமினுவும் சேர்ந்து கால்சியம் சிலிக்கேட்டும் கால்சியம் அலுமினேட்டும் உண்டாகின்றன. சூளையிலிருந்து வெளிவரும் கிளின்கர் (clinker) அடர் பச்சை நிறமுடைய சிறு உருண்டைகளாக இருக்கும். இத்துடன் ஜிப்ஸம் (3—4%) சேர்த்து இயந்திரங்களில் நுண்ணியப் பொடியாக அரைபட்டு சிமெண்ட்டாக வெளிவருகிறது. சிமெண்ட் நீருடன் கலக்கும்போது இங்கும் வேகத்தைக் கட்டுப்படுத்த ஜிப்ஸம் உதவுகிறது.

சிமெண்ட் வகைகள்

1. **தனிவகை போர்ட்லான்ட் சிமெண்ட்:** துரிதமாகக் கடினமாகி இறுகும் சிமெண்ட், சாதாரண போர்ட்லான்ட்

சிமெண்ட்டைக் காட்டிலும் குறுகிய காலத்தில் இறுகக் கூடியதாயும் இருக்கும்; ஆனல், இது அதிவிரைவில் கடினமாகும் தன்மையுடையது. சுண்ணும்பின் அளவை அதிகப்படுத்தியும், மிக நுட்பமாக அரைத்தும் இவ்வகைச் சிமெண்ட் தயாரிக்கப் படுகிறது. இரும்பு ஆக்ஸைடு மிகக் குறைவாயுள்ள மூலப் பொருள்களிலிருந்து வெள்ளைச் சிமெண்ட் தயாரிக்கப்படுகிறது. இவ்வெள்ளைச் சிமெண்ட்டுடன் பல வண்ணப் பொருள்களைக் கலந்து வர்ண சிமெண்ட் தயாரிக்கப்படுகிறது.

2. போஸ்ஸாலோனு சிமெண்ட் (**Pozzolona cement**): போட்ஸாலோன், டிராஸ் (trass) போன்ற எரிமலைப் பகுதி மண்ணையோ, செயற்கையாக எரிக்கப்பட்ட களிமண்ணையோ, சுர்க்கி (surki) போன்றதொரு எரிக்கப்பட்ட களிமண் பொருளையோ போர்ட்லாண்ட் கிளின்கருடன் கலந்து அரைத்து இவ் வகை சிமெண்ட் தயாரிக்கப்படுகிறது. இவ்வகை சிமெண்ட் உப்பு நீர், சல்ஃபேட்டு நீர் முதலியவற்றின் தாக்குதலை எதிர்க்கும் திறமையை அதிகமாகக் கொண்டது.

3. அலுமினு மிக்க சிமெண்ட் (**High alumina cement**): பாக்சைட்டையும் சுண்ணும்புக் கல்லையும் கலந்து உருக்கி உண்டாகும் பொருளை அரைத்து இவ்வகை சிமெண்ட் தயாரிக்கப்படுகிறது. இது விரைவில் இறுகிக் கெட்டுப்படும். மேலும் உப்பு நீர், சல்ஃபேட்டு நீர்களின் தாக்குதலை எதிர்க்கும் திறனும் பெற்றிருக்கிறது.

சிமெண்ட்டின் பயன்கள்: சிமெண்ட்டும் மணலும் கலந்த காரையை (cement mortar) கற்களை இணைப்பதற்கும் கட்டடங்களின் மேற் பூச்சுக்கும் உபயோகப்படுத்துகிருர்கள். கல்லும், மணலும், சிமெண்ட்டும் கலந்த கான்கிரீட்டு பலவித கட்டட வேலைகளுக்கும், சாலை, அணைக்கட்டு, பாலம் போன்ற பெரிய வேலைப்பாடுகளுக்கும் பலவித சிமெண்ட் பொருள்கள் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

வினுக்கள்

1. கண்ணுடி செய்ய தேவைப்படும் பொருள்கள் யாவை? பல்வகைக் கண்ணுடி எங்ஙனம் தயாரிக்கப்படுகின்றன?

2. பீங்கான் தயாரிக்க உதவும் பொருள்கள் யாவை? இது எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? இதன் முக்கிய பயன்களை விவரி.

3. அல்ட்ராமெரீன் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? இதன் பயன்கள் யாவை?

4. பெருமளவில் சிமென்ட் எங்ஙனம் தயாரிக்கப்படுகிறது? கொடுக்கப்பட்டுள்ள சிமென்ட்டின் இயைபைக் கண்டறிய உதவும் பகுப்பு முறைகள் யாவை?

5. சிமென்ட்டின் வகைகள் யாவை? அவை தயாரிக்கப்படும் முறைபற்றியும், பயன்களையும் எழுதுக.